

ETEC LAURO GOMES

Apostila Prática de TMI I Tecnologia dos Materiais Inorgânicos I 2016

ETIM Química
Técnico em Química

Prof^a. Maria Lucia O. Machado (Malu)



Prática: Tipos de Misturas

Data:

____/____/____

Prof.ª Maria Lucia Oliveira Machado (Malu)

Objetivo: Identificar e classificar os tipos de misturas.

Tubo	Composição	Tipo de mistura	Nº Fases	Nº Componentes
1	Álcool + água			
2	Óleo + água			
3	Clorofórmio + Água			
4	Sal + Água			
5	Sal + Areia + Água			
6	KMnO ₄ + Água			
7	Areia + Óleo			
8	Óleo + Clorofórmio			
9	Areia + água			
10	CuSO ₄ + água			
11	lodo + clorofórmio			
12	Água destilada			

Identificar em cada tubo o tipo de mistura, número de fases e componentes.

Tecnologia dos Materiais Inorgânicos - TMI

Prática: Fenômenos Físicos e Fenômenos Químicos

Data: ____/____/____

Profa. Maria Lucia Oliveira Machado (Malu)

Objetivo: Esta prática tem como objetivo diferenciar fenômenos químicos de fenômenos físicos através de experimentos práticos.

Introdução:

Fenômenos físicos são aqueles que não envolvem alterações na estrutura da matéria. São exemplos desses fenômenos a fusão, a ebulição, entortar uma barra de alumínio, etc.

Fenômenos químicos são aqueles que envolvem alteração da estrutura da matéria. São exemplos desses fenômenos: digestão, cozimento de um ovo, comprimido efervescente na água.

Reagentes e materiais:

Materiais	Reagentes
Estante para tubos	Zinco metálico
Tubos de ensaio	Magnésio metálico
Vidro de relógio	CuSO ₄ (aq)
Pinça metálica	Papel
Pinça de madeira	Gelo
	Água
	KI (aq)
	AgNO ₃ (aq)

Procedimento

- 1) Utilizando uma pinça metálica, pegar um pedaço de magnésio metálico e levar à chama do bico de Bunsen. Há liberação de uma luz muito forte e intensa (não olhe diretamente) com formação de cinzas. A cinza é o óxido de magnésio, já que queimar é reagir com oxigênio.
- 2) Em um tubo de ensaio adicionar 1mL de solução aquosa de KI e 1mL de solução aquosa de AgNO₃.
- 3) Deixar um pedaço de gelo em um vidro de relógio.
- 4) Utilizando uma pinça de madeira, aqueça 2mL de água em um tubo de ensaio.
- 5) Em um tubo de ensaio, coloque um pedaço de zinco metálico e adicione 2 mL de solução aquosa de sulfato cúprico.
- 6) Com o bico de Bunsen aceso, passe uma folha de papel bem acima da chama e observe.

Anote as observações do que ocorreu em cada um dos procedimentos acima:

Procedimento	Observações
1	
2	
3	
4	
5	
6	

Conclusões:

Através das observações feitas nos procedimento, conclua se os fenômenos ocorridos são físicos ou químicos.

Procedimento	Fenômeno
1	
2	
3	
4	
5	
6	

ETEC Lauro Gomes

Curso: Técnico em Química Disciplina: TMI – Tecnologia dos Materiais Inorgânicos
 Profa. Maria Lucia O. Machado (Malu)

Assunto: Determinação do caráter ácido base das substâncias Data:

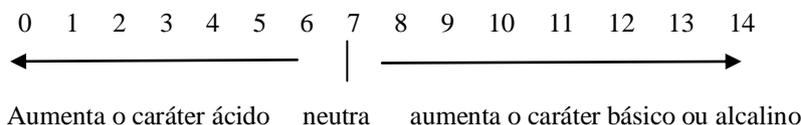
Introdução

É comum encontrarmos informações nos frascos de diversos produtos como contendo substâncias perigosas à saúde, advertindo-nos sobre as possibilidades de causarem graves queimaduras, irritações do sistema respiratório, irritações da pele, entre outras. Normalmente a cultura popular associa essas características à presença de compostos chamados “ácidos” nesses produtos. Por outro lado, não é do conhecimento comum das pessoas que nem todas as substâncias que apresentam essas características podem ser chamadas de ácidos. Vamos encontrar essas mesmas características em outro grupo de substâncias que são chamadas de “bases”.

Outra característica marcante dessas substâncias é o sabor azedo dos ácido, como o do suco de limão e do vinagre e aquele que “amarra” a boca, adstringente, característico das bases como o do leite de magnésia, banana, caqui e caju. Porém, identificar essas substâncias verificando o seu sabor ou se provocam queimaduras e irritações, obviamente não é nem um pouco aconselhável. Portanto, identificar esses grupos de compostos, tão presentes em nosso cotidiano, reque o conhecimento de outros métodos que sejam mais adequados.

Para identificarmos o caráter ou tendência ácido-base de uma substância, podemos fazer uso de outras substâncias, chamadas indicadores, ou aparelhos que, através de mudanças de cor ou números, indicam se um composto tem características ácidas ou básicas. Da mesma forma que podemos classificar substâncias como apresentando um caráter ácido ou básico, também vamos encontrar outras substâncias cujo comportamento não será nem ácido nem básico, sendo classificados como substâncias neutras.

O bioquímico dinamarquês Sorensen criou o conceito de pH quando pesquisava métodos de controle da qualidade da cerveja, estabelecendo uma escala numérica para determinar a maior ou menor tendência ao comportamento ou caráter ácido-base das diversas substâncias. Você provavelmente, já ouviu falar em “pH” em comerciais de xampus, produtos de limpeza, sabonetes, nos problemas relacionados à chuva ácida, correção do pH de solos na agricultura, no controle do pH da água de piscinas e preservação da vida de aquários. Essa sigla significa poder de hidrogênio ou, mais tradicionalmente, potencial hidrogeniônico, e indica, através de uma escala numérica de 0 a 14, qual o comportamento do material analisado. Para uma dada substância, quanto menor o valor numérico desta escala, maior o seu caráter ácido e menor a sua tendência básica, assim como, quanto maior este valor, maior o seu caráter básico ou alcalino e menor sua tendência. O número 7 desta escala indica comportamento químico neutro do material.



Na tabela a seguir são apresentados o pH de alguns meios presentes em nosso cotidiano:

Meio	pH
Ácido sulfúrico	1,0
Suco gástrico	1,6 – 1,8
Vinagre	3,0
Tomate	4,3
Cerveja	4,0 – 5,0
Saliva Humana	6,3 – 6,9
Leite de vaca	6,6 - 6,9
Água do mar	8,0
Leite de magnésia	10,5
Limpa forno	13 - 14

O uso de substâncias indicadores ácido-base é também muito comum e útil nas análises químicas. Essas substâncias mudam de cor conforme o pH da solução. Dessa forma é possível saber que um material tem maior caráter básico se este deixar uma solução aquosa do indicador fenolftaleína violeta. Do mesmo modo, podemos dizer que um material tem características ácidas se avermelhar o papel de tornassol azul; Papel de Tornassol

Cor do papel	Meio ácido	Meio básico	Meio neutro
Azul	Vermelho	Azul	Azul
Vermelho	Vermelho	Azul	Vermelho

Cada indicador muda de cor dependendo do pH do meio em que se encontra. A faixa de pH em que ocorre a mudança de coloração do indicador é chamada de zona de viragem.

Na tabela a seguir, você poderá verificar a coloração e zona de viragem para alguns indicadores mais utilizados.

pH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
Alaranjado de metila		Vermelho													
Verde-de-bromocreso			Amarelo												
Vermelho-de-metila			Vermelho												
Azul-de-bromotimol				Amarelo											
Azul-de-timol		Vermelho			Amarelo										Azul
Fenolftaleína						Incolor									Róseo

Existem papéis indicadores universais que, diferentes dos listados anteriormente, adquirem mais do que duas cores. Na própria embalagem em que são fornecidos os papéis indicadores, há uma tabela de cores e uma escala numérica correspondentes aos valores de pH. Por comparação entre a cor do papel e a da tabela fica fácil determinar o pH de cada meio. São obtidos a partir da mistura apropriada de vários indicadores ácido base.

Prática

Objetivos: Através do uso de indicadores ácido –base, determinar o caráter ácido-base de algumas substâncias.

Reagentes

Solução de ácido clorídrico 5%

Solução de ácido acético 5%

Solução de hidróxido de sódio 5%

Solução de hidróxido de amônio 5%

Sabão em água

Detergente em água

Vinagre branco

Refrigerante

Álcool Etilico

Papel tornassol azul

Papel tornassol vermelho

Papel indicador universal

Solução de fenolftaleína

Solução de alaranjado de metila (metil – Orange)

Solução de azul de bromotimol

Materiais

Tubos de ensaio

Vidro de relógio

Bagueta

Procedimento

Parte A: Ação dos indicadores sobre substâncias ácidas e básicas

1. Em uma estante colocar 5 tubos de ensaio e identificar cada um deles
2. Adicionar em cada um dos tubos 2mL de:

Tubo 1: Solução de ácido clorídrico 5%

Tubo 2: Solução de ácido acético 5%

Tubo 3: Solução de hidróxido de sódio 5%

Tubo 4: Solução de hidróxido de amônio 5%

Tubo 5: Água destilada

3. Adicionar 2 a 3 gotas de fenolftaleína em cada tubo de ensaio, agitar e anotar as cores na tabela a seguir;

4. Repetir os itens 1, 2 e 3, substituindo o indicador fenolftaleína por cada um dos indicadores listados na tabela abaixo;
5. Completar a tabela, indicando a cor que cada indicador assume quando adicionado aos tubos de ensaio.

Tubo	Reagente	Fenolftaleína	Metilorange	Azul de Bromotimol	Tornassol Azul	Tornassol Vermelho
1	HCl 5%					
2	H ₃ CCOOH 5%					
3	NaOH 5%					
4	NH ₄ OH					
5	H ₂ O					

Parte B: Determinação do pH de alguns materiais de uso comum através do uso do papel indicador universal

Em 6 tubos de ensaio devidamente identificados, adicionar os seguintes materiais:

Tubo	Material	pH
Tubo 1	Detergente em água	
Tubo 2	Amoníaco em água	
Tubo 3	Creme dental em água	
Tubo 4	Vinagre branco	
Tubo 5	Soda limonada (refrigerante)	
Tubo 6	Álcool etílico	
Tubo 7	Sabão em água	

Questionário

1. Analisando tabela que fornece a zona de viragem dos indicadores fenolftaleína e alaranjado de metila, qual destes indicadores você escolheria para diferenciar duas soluções aquosas cujos pH fossem 7 e 10 ?
2. Entre os papéis de tornassol azul e vermelho, qual deve ser utilizado para indicar meio ácido e meio básico ou alcalino?
3. Uma solução que, em contato com papel de tornassol azul não provoca mudança de cor, pode ser classificada como básica ou alcalina?
4. Qual o caráter ácido-base das soluções aquosas de HCl 5%, H₃CCOOH 5%, de NaOH 5%, de NH₄OH 5% e da água, testadas nesse experimento?

ETEC Lauro Gomes

Curso: Técnico em Química Disciplina: TMI I– Tecnologia dos Materiais Inorgânicos I

Profa. Maria Lucia O. Machado (Malu)

Assunto: Indicadores ácido bases naturais

Data:



Algumas plantas e flores podem ser utilizadas como indicadores de pH. Um dos mais interessantes é o extrato de repolho roxo, apresenta cores diversas conforme a acidez e a basicidade do meio que se encontra, substituindo (para um menor número de faixas de pH) os papéis de indicadores universais, que só podem ser adquiridos em lojas especializadas e não são disponíveis em todas as regiões do país.

Construção de uma escala de pH
utilizando repolho roxo

material

14 tubos de ensaio

2 provetas de 10 ml.

1 peneira

1 conta – gotas

1 béquer de 500 ml.

1 bico de Bunsen

reagentes:

solução diluída de ácido clorídrico ou ácido muriático

(1 ml. do ácido concentrado em água até 100 ml.)

solução de hidróxido – soda cáustica (uma pastilha de NaOH em 100 ml. de água destilada)

detergente com amoníaco

álcool comum

vinagre branco

repolho roxo

água destilada

Procedimento

Preparação de extrato de repolho roxo

Corte o repolho em pequenos pedaços e coloque-os no béquer com água destilada até cobri-los

Ferva até que a água seja reduzida à metade do volume inicial

Com o auxílio de uma peneira, coe a solução obtida.

Observação: o extrato de repolho roxo deve ser guardado em geladeira ou, de preferência congelado, pois se decompõe com o tempo.

Preparação da escala padrão

Prepare nos tubos de ensaio as soluções da tabela 1

Rotule os tubos com os valores de pH aproximados, de acordo com a tabela 1

As soluções não devem ser guardadas; para poder usá-las como escala padrão de pH, elas devem ser preparadas na hora.

(Os valores aproximados de pH foram medidos em peagâmetro)

Tabela

Solução	Preparo	Valor de pH (aproximado)	COR
1	2 ml. de ácido clorídrico e 2ml. de extrato de repolho roxo	1	
2	2 ml. de água destilada + 5 gotas de ác. acético + 2 ml. de extrato de repolho roxo	3	
3	2 ml. de álcool + 2 ml. de extrato de repolho	5	
4	2 ml. de água destilada + 2 ml. de extrato de repolho roxo	6	
5	2 ml. de água destilada + 1 gota de hidróxido de amônio+ 2 ml. de extrato de repolho roxo	9	
6	2 ml. de água destilada + 2 mL de hidróxido de amônio+ 2 ml de extrato de repolho roxo	11	
7	2 ml. de solução diluída de hidróxido de sódio 2 ml. de extrato de repolho	12	

ETEC Lauro Gomes

Curso: Técnico em Química Disciplina: TMI – Tecnologia dos Materiais Inorgânicos
 Profa. Maria Lucia O. Machado (Malu)

Assunto: Evidências de reações e tipos de reações químicas. Data:

O que é uma Reação Química?

Uma reação química é uma alteração química onde matéria (um reagente ou reagentes) se convertem em uma nova substância ou substâncias (um produto ou produtos). Algumas reações ocorrem somente sob determinadas circunstâncias (ex., fornecimento de calor, presença de luz ou eletricidade). Algumas reações são acompanhadas de indicações externas (ex., mudança de cor, desprendimento de gás, calor ou luz).

Quais são os tipos importantes de Reações Químicas?

- **Reação de Síntese ou Combinação Direta ou Análise** é a reação onde duas ou mais substâncias se combinam diretamente para formar um novo composto químico.
 Fórmula Geral: $A + B \rightarrow AB$
 Exemplo: $Fe + S \rightarrow FeS$
 i.e., Ferro + Enxofre \rightarrow Sulfeto de Ferro
- **Reação de Decomposição** é a reação onde um composto químico se quebra (decompõe) em duas ou mais substâncias. Se a decomposição requer uma fonte de calor, a mesma é chamada decomposição térmica.
 Fórmula Geral: $AB \rightarrow A + B$
 Exemplo: $ZnCO_3 \rightarrow ZnO + CO_2$
 i.e., Carbonato de Zinco (+ Calor) \rightarrow Óxido de Zinco + Dióxido de Carbono
- **Reação de Simples Troca** é a reação onde um elemento substitui outro em um composto químico para produzir um novo composto e o elemento deslocado.
 Fórmula Geral: $A + BC \rightarrow AC + B$
 Exemplo: $Fe + CuSO_4 \rightarrow FeSO_4 + Cu$
 i.e., Ferro + Sulfato de Cobre \rightarrow Sulfato de Ferro + Cobre
- **Reação de Dupla Troca** é a reação onde dois compostos químicos trocam seus radicais para formar dois novos compostos.
 Fórmula Geral: $AB + CD \rightarrow AD + CB$
 Exemplo: $KCl + AgNO_3 \rightarrow KNO_3 + AgCl$
 i.e., Cloreto de Potássio + Nitrato de Prata \rightarrow Nitrato de Potássio + Cloreto de Prata

Prática

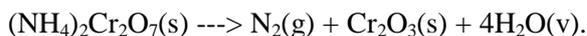
Reação de Síntese



Utilizando uma pinça metálica, pegar um pedaço de magnésio metálico e levar à chama do bico de Bunsen. Há liberação de uma luz muito forte e intensa (não olhe diretamente) com formação de cinzas. A cinza é o óxido de magnésio, já que queimar é reagir com oxigênio.

Reação de Decomposição

Com auxílio de uma espátula, pegue uma porção de dicromato de amônio (coloração laranja) e coloque em um cadinho de porcelana. Levá-lo ao aquecimento apoiando-o num triângulo de porcelana sobre o tripé. Acender o bico de Bunsen e notar a reação. Obs.: Forrar a bancada com jornal para facilitar a limpeza.

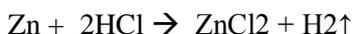


O dicromato de amônio (que é laranja), ativado por uma chama, se decompõe, produzindo calor, gases e óxido de cromo III (que é verde).

Como o sistema deste experimento é aberto, e houve liberação gasosa, a massa do sistema diminuiu, apesar de parecer que aumentou. Na verdade, houve aumento do volume que foi provocado pela liberação dos gases.

Reação de Simples Troca

Em um tubo de ensaio colocar 1mL de HCl concentrado e um pedaço de zinco metálico. Tampar o tubo com o dedo. Observar o desprendimento de H₂ desprendido, utilizando um palito de fósforo aceso e aproximá-lo da abertura do tubo, quando notará uma pequena explosão. Repetir o teste até não ocorrer mais o estampido.



Reação de Dupla Troca

Cada uma das reações abaixo deve ser feita em um tubo de ensaio. Adicionar 1mL de cada reagente e observar a reação ocorrida.

Diferencie e caracterize os diversos tipos de precipitado.

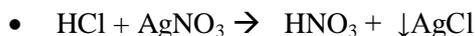
Granular – *pequenos e discretos grãos que se sedimentam com facilidade.*

Cristalino – *muitas partículas pequenas de formato regular tendo superfície lisa.*

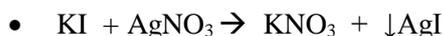
Finamente dividido – *partículas extremamente pequenas, individualmente invisíveis a olho nu.*

Coloidal tipo gelatinoso – *massa compacta com aspecto de gelatina.*

Coloidal finamente dividido – *as partículas são tão pequenas que dificilmente se sedimentam.*



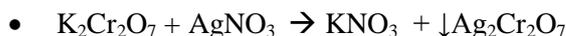
Ac. Clorídrico + Nitrato de prata → Ac. Nítrico + Cloreto de prata



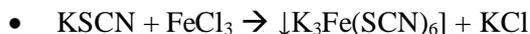
Iodeto de potássio + Nitrato de prata → Nitrato de potássio + Iodeto de prata



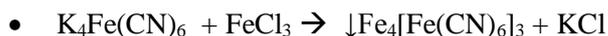
Nitrato plumboso + iodeto de potássio → Nitrato de potássio + Iodeto plumboso



Dicromato de potássio + nitrato de prata → nitrato de potássio + dicromato de prata



Tiocianeto de potássio + cloreto férrico → Hexacianoferrato de potássio + Cloreto de potássio



Ferrocianeto de potássio + Cloreto férrico → Ferrocianeto férrico + cloreto de potássio.

Questionário

- 1) Como provamos a presença do hidrogênio?
- 2) Qual é a diferença entre gás e vapor?
- 3) Por que na decomposição do $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ o volume do produto aumentou?
- 4) Como evidenciamos que houve uma reação quando queimamos o magnésio?
- 5) Quais as cores e formas dos precipitados formados nas reações de dupla troca realizadas (preencha a tabela)

Precipitado	Cor	Forma
Cloreto de prata		
Iodeto de prata		
Iodeto plumboso		
Dicromato de prata		
Hexacianferato de potássio		
Ferrocianeto férrico		

- 6) Por que o zinco “sumiu” quando foi colocado no ácido clorídrico?
- 7) Pesquise uma reação de cada tipo, diferente das realizadas em aula.

Reação de síntese:

Reação de decomposição:

Reação de simples troca:

Reação de dupla troca:

ETEC Lauro Gomes

Curso: Técnico em Química Disciplina: TMI I– Tecnologia dos Materiais Inorgânicos I
Profa. Maria Lucia O. Machado (Malu)

Assunto: METAIS ALCALINOS E METAIS ALCALINOS TERROSOS

Data:

1. OBJETIVOS:

- 1.1. Observar a reatividade do sódio e magnésio frente a metais, não - metais, água, álcool etílico, ácidos e sais;
- 1.2. Preparar compostos de metais alcalinos e de metais alcalinos terrosos;
- 1.3. Observar a reatividade de compostos dos metais, frente a água, ácidos, bases e sais.

2. MATERIAL NECESSÁRIO:**2.1. SOLUÇÕES / REAGENTES:**

Metais: Na, Mg,
Ácidos: HCl 6N; HNO₃ 6N; H₂SO₄ 6N;
Bases: NaOH 2N e 6N;
Óxidos: MgO(s); ZnO(s)
Sais: CuSO₄ 2N; NH₄Cl 1M;
Outros: C₂H₅OH P. A.; Fenolftaleína.

2.2. VIDRARIA

Bastão de vidro;
Béquer cap. 100mL;
Pipetas graduadas;
Proveta cap. 10mL;
Tubos de ensaio;
Vidro de relógio.

2.3. OUTROS MATERIAIS:

Cápsulas de porcelana;
Espátulas;
Estantes de madeira para tubos de ensaio;
Papel indicador;
Papel de filtro;
Pinça de madeira.

3. FUNDAMENTOS TEÓRICOS:

Na técnica, o que se entende por metais, são substâncias que estão dotadas de um brilho dito “metálico”, mais ou menos próprio de todos os metais, além da plasticidade, caracteres que nos possibilitam estabelecer facilmente a diferença entre os metais e os não - metais. São também bons condutores de calor e de eletricidade.

As propriedades físicas mais importantes dos metais são as do tipo geral consideradas em qualquer substância, tais como: cor, brilho, densidade, ponto de fusão, ponto de ebulição, dureza, ductilidade, maleabilidade, etc.

Os metais alcalinos são tipicamente moles, sendo o cézio líquido a 28,70C e o francio a 270C. Tem um elétron no orbital mais externo e por isso, número de oxidação +1, quando combinados. São os elementos menos eletronegativos e, portanto, os que mais facilmente podem perder elétrons. Apresentam alta condutividade térmica e elétrica. Os pontos de ebulição e de fusão, são muito baixos e como geralmente acontece com o primeiro elemento

de cada grupo, há uma diferença acentuada entre as propriedades do lítio e dos demais elementos da família.

Os compostos alcalinos são, em geral, brancos, excetuando-se os de radicais coloridos, como permanganatos e cromatos.

O Be, Mg, Ca, Sr, Ba e Ra, que constituem o grupo IIA da Tabela Periódica, são todos bivalentes e apresentam raio atômico menor do que os alcalinos correspondentes, o que se deve ao aumento de carga positiva no núcleo atraindo os elétrons. Como os alcalinos, também são incluídos entre os metais leves, ou seja, aqueles cuja densidade é inferior a 5. A diminuição de volume acarreta uma série de conseqüências tais como maior facilidade de hidratação, maior dureza e maior densidade.

PROPRIEDADES QUÍMICAS DOS METAIS -

As propriedades químicas características dos metais são: a) formação de cátions; b) seus óxidos e hidróxidos são básicos; c) Os haletos são compostos heteropolares que em solução se dissociam nos íons correspondentes; d) atuam unicamente como redutores. Todas essas propriedades são conseqüência de sua escassa afinidade eletrônica ou, o que é equivalente, de sua energia de ionização muito pequena.

Os metais alcalinos são os metais mais reativos que existem. Reagem facilmente com o oxigênio, com a umidade e com o gás carbônico do ar (Por isso são guardados imersos em querosene ou outro líquido não oxigenado). Reagem também facilmente com álcool etílico.

Os metais alcalinos terrosos são bastante reativos, mas bem menos do que os alcalinos. Devem ser guardados em recipientes fechados, pois oxidam-se, hidratam-se e carbonatam-se facilmente. Os hidróxidos dos metais alcalinos terrosos são pouco solúveis a moderadamente solúveis em água. A solubilidade aumenta consideravelmente com a dimensão do íon metálico, mas, o mais solúvel que é o $\text{Ba}(\text{OH})_2$ é apenas moderadamente solúvel.

Os carbonatos são praticamente insolúveis. A solubilidade em água dos sulfatos dos metais alcalinos e alcalinos terrosos decresce desde o Be até o Ba.

Os sulfatos de Be e Mg são solúveis em água, mas o BeCl_2 se hidrolisa.

4. PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

4.1. REATIVIDADE DOS METAIS:

* Retirar com uma pinça um pedacinho de sódio metálico do recipiente onde é conservado no querosene. Colocar o sódio sobre o papel de filtro e cortá-lo em partes com uma lâmina. Observar o que ocorre. Comparar com a fita de magnésio que se encontra em sua bancada de trabalho.

* Colocar em uma cápsula de porcelana, 5 mL de água destilada e duas gotas de indicador fenolftaleína. Adicionar aparas de magnésio e aquecer até ebulição. Observar! Comparar com a reação feita com sódio metálico (prática 01).

* Em um tubo de ensaio contendo 2 mL de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ colocar um pedaço de sódio metálico e observar o tipo de reação que ocorre. Repetir esta experiência substituindo o sódio por magnésio.

* Em um tubo de ensaio colocar 3 mL de solução H_2SO_4 6N. Adicionar limalhas de magnésio e observar.

* Em dois tubos de ensaio colocar 3 mL de solução de CuSO_4 2N. Manter os tubos na estante. Com a ajuda da professora adicionar cuidadosamente ao primeiro tubo, um pedacinho de sódio metálico. Observar o que ocorre e tentar explicar. No segundo tubo adicionar limalhas de magnésio. Comparar.

4.2 COMPOSTOS-- ÓXIDOS E HIDRÓXIDOS/PREPARAÇÃO E REATIVIDADE:

4.2.1 PREPARAÇÃO DE HIDRÓXIDOS/ ÓXIDOS

* Reação: Metal + Água (RELEMBRAR PRÁTICA 01)

* Em um tubo de ensaio colocar uma pequena quantidade de MgO e adicionar água destilada. Agitar e testar o pH.

4.2.2 REATIVIDADE

Reação com ácidos para formar sais minerais:

* Colocar em um tubo de ensaio 0,2g de MgO e 2 mL de solução de HNO₃ 6N. Agitar e observar.

Reação entre soluções de bases fortes e concentradas com as substâncias que têm caráter ácido, formando os sais correspondentes:

- Transferir para dois tubos de ensaio, separadamente, 2 mL das soluções de NH₄Cl 1M e HCl 6N. Em seguida, adicionar a cada tubo 2 mL de solução de NaOH 2N. Observar o que ocorre e anotar. (Obs: no primeiro tubo sentir o odor de amônia e no segundo tubo poderá usar indicador fenolftaleína para facilitar a observação).

Reação entre solução concentrada de base forte e alguns metais eletropositivos formando hidroxocomplexos: (RELEMBRAR PRÁTICA 01)

5. PÓS-LABORATÓRIO:

- a. Escrever as equações das reações;
- b. Descrever os fenômenos que observou em cada teste;
- c. Qual a reação química que se verificou no tubo de ensaio em que se colocou sódio em contato com etanol? E com o Mg?
- d. Qual a reação química ocorrida ao se expor Na ao ar?
- e. Com base na série eletroquímica explicar a reatividade dos metais.

ETEC Lauro Gomes

Curso: Técnico em Química

Disciplina: TMI – Tecnologia dos Materiais Inorgânicos

Profa. Maria Lucia O. Machado (Malu)

Assunto: Uso da corrente elétrica para identificação de substâncias eletrolíticas e não eletrolíticas

Data:

Identificação de eletrólitos e não eletrólitos em produtos comerciais

INTRODUÇÃO

A corrente elétrica é um fluxo ordenado de cargas elétricas. Assim, para que um material possa conduzi-la, deve possuir cargas elétricas.

Vemos que a corrente elétrica é transportada pelo condutores elétricos (fios) utilizada, por exemplo, na iluminação ou para ligar motores como o rádio ou outro aparelho elétrico. Mas e o rádio pilha? Ou a lanterna? Não são ligados à tomada. Neste caso, a corrente elétrica é gerada pelas reações que ocorrem na pilha. Um outro exemplo de condução de corrente elétrica é a bateria do automóvel. Sem ela não podemos dar partida do carro ou acender faróis e lanternas, até que um outro sistema de produção de energia seja desenvolvido.

A corrente elétrica pode ser conduzida de duas formas:

1. Através de elétrons livres: é o que ocorre nos metais – **Condutores elétricos**
2. Através de íons: é o que ocorre nas soluções iônicas – **Soluções Eletrolíticas**

Existe uma relação entre o tipo de Ligação Química e as propriedades dos materiais:

Ligação	Ocorre de um modo geral entre átomos de	A união se deve a	O resultado é a formação de	Estado físico à temperatura ambiente (25°C)	Exemplos	Conduz corrente elétrica?
Iônica	Metal e Ametal	Atração entre cátions e ânions	Retículo Cristalino iônico	Sólido	NaCl, CaO, NaOH, K ₂ S	Sólido: não Líquido: sim Aquoso: sim
Covalente	Ametais e Semi-metais	Compartilhamento de elétrons	Moléculas	Gasoso, líquido e gasoso	O ₂ , HCl, H ₂ O, Br ₂ , SiO ₂	Sólido: não Líquido: não Aquoso: os ácidos
Metálica	Metais	Elétrons livres se movimentando entre cátions e ânions	Retículo cristalino metálico	Sólido (exceto o mercúrio-Hg – que é líquido)	Au, Ag, Fe, Zn e Al	Sólido: sim Líquido: sim Em água: não é solúvel

Eletrólitos: São substâncias que conduzem a corrente elétrica quando fundidos ou em solução aquosa. Logo, os compostos iônicos solúveis em água e os ácidos são eletrólitos.

Soluções eletrolíticas: São soluções que conduzem a corrente elétrica, ou seja, aquelas que contêm eletrólitos.

Não Eletrólitos: São substâncias que não conduzem a corrente elétrica em solução aquosa e nem quando fundidos. Por exemplo, o açúcar e o álcool.

Soluções não eletrolíticas: São as soluções que não conduzem a corrente elétrica, ou seja, aquelas que contêm apenas não eletrólitos.

Sendo assim, a condução de corrente elétrica através de uma solução, pode ser usada para classificar o soluto (a substância que está dissolvida) como sendo um ácido, uma base ou um sal. Existem vários ácidos, bases e sais que fazem parte da nossa vida diária como por exemplo:

Ácidos	Bases	Sais
Vinagre	Água Sanitária	Cloreto de sódio
Suco de limão	Sabão	Talco
Aspirina	Limpador com amoníaco	Bicarbonato de sódio
Coca-cola	Leite de magnésia	Aji-no-moto
Ácido Muriático (limpa-pedras)	Sabonete	Salitre
Líquido de bateria	Limpa Forno	Calcáreo

Se estivermos com as mãos molhadas com um eletrólito (por exemplo, o vinagre que acabamos de usar no preparo da salada) devemos tomar o cuidado de lavá-las e secá-las antes de manipular a tomada do liquidificador ou interruptor de luz, por exemplo, pois corremos o risco de levar um choque elétrico.

Prática:

Objetivo: Verificar se ocorre ou não condução da corrente elétrica em alguns produtos comerciais e classificá-los como eletrólitos ou não eletrólitos.

Materiais

Circuito elétrico
 2 eletrodos de grafite
 Becker de 50mL
 Becker de 400mL
 Proveta de 50mL
 Pisseta
 Papel absorvente

Reagentes

Água destilada
 Vinagre
 Coca-cola
 Solução água – álcool
 Solução soda cáustica
 Solução de salitre
 Solução de sacarose
 Solução de cloreto de sódio
 Solução de bicarbonato de sódio
 Água de bateria (líquido corrosivo)
 Solução de glicerina

PROCEDIMENTO:

1. Colocar 30 mL de água destilada num Becker de 50 mL
2. Ligar o circuito à fonte,
3. Testar a passagem de corrente elétrica através da água destilada usando eletrodos de grafite.
4. Lavar os eletrodos com água destilada (a primeira vez não é necessário) usando o Becker de 400 mL para auxiliá-lo nesta operação (recolhendo o líquido de lavagem) e secá-los com papel absorvente.
5. Repetir o procedimento, a partir do item 1, para as demais soluções.

Etec Lauro Gomes

Curso: Técnico em Química Disciplina: TMI – Tecnologia dos Materiais Inorgânicos
Profa. Maria Lucia O. Machado (Malu)

Assunto: Reações de Oxirredução

Data:

Objetivo:

Observação experimental do comportamento das reações de óxido redução.

Considerações teóricas

O termo oxidação se refere a qualquer transformação química onde haja um aumento de número de oxidação. Por exemplo: quando o gás hidrogênio reage para formar água, o NOX dos átomos de hidrogênio sofreu oxidação. Emprega-se o termo redução sempre que haja diminuição do NOX . Por exemplo o oxigênio quando reage para formar água, seu NOX passa de zero a menos dois, como houve um decréscimo do NOX diz-se que o oxigênio foi reduzido.

Nos processos de oxirredução, o aumento ou diminuição do NOX é proveniente de uma transferência de elétrons de um átomo para outro. Neste caso o NOX do primeiro átomo aumenta e o do segundo diminui.

Materiais e Reagentes

- Tubos de ensaio
- 1 pinça de madeira
- 1 copo Becker
- 1 tripé de ferro
- Tela de amianto
- Bico de Bunsen
- Papel de filtro
- Zinco granulado
- Dióxido de manganês em pó (MnO₂)
- Solução concentrada de ácido clorídrico (HCl)
- Solução 3M de ácido nítrico (HNO₃)
- Solução 3M de ácido sulfúrico (H₂SO₄)
- Solução 0,3M de tiocianato de amônio (NH₄SCN)
- Solução de 0,125M de dicromato de potássio (KMnO₄)
- Solução 0,5M de iodeto de potássio (KI)
- Solução 0,5N de sulfato de ferro II (FeSO₄)
- Solução 0,1M de cloreto de ferro III (FeCl₃)
- Água oxigenada 20 volumes (H₂O₂)
- Clorofórmio (CHCl₃)

Procedimento

- a) Reação entre ácido clorídrico e dióxido de manganês.
 1. Colocar pequena quantidade de dióxido de manganês em um tubo de ensaio.
 2. Juntar 1mL de ácido clorídrico concentrado e observar.
 3. Colocar na boca do tubo de ensaio uma tira de papel de filtro embebida em solução de iodeto de potássio e observar.

- b) Reação entre permanganato de potássio e água oxigenada em meio ácido
1. Colocar 1mL de solução de permanganato de potássio em um tubo de ensaio
 2. Juntar 1mL de ácido sulfúrico diluído. Agitar
 3. Juntar 1mL de água oxigenada. Agitar. Observar.
- c) Reação entre dicromato de potássio e álcool etílico em meio ácido
1. Colocar 10 mL de solução de dicromato de potássio e 5 mL de ácido sulfúrico em um copo Becker.
 2. Adicionar 5mL de álcool etílico. Aquecer cuidadosamente. Observar. Aspirar cuidadosamente os vapores que se desprendem
- d) Reação entre sulfato de Ferro II e água oxigenada em meio ácido
1. Juntar 1 mL de solução de sulfato de ferro II em tubo de ensaio.
 2. Juntar 1 mL de ácido sulfúrico diluído. Agitar.
- e) Reação entre água oxigenada e iodeto de potássio em meio ácido.
1. Colocar 1 mL de solução de iodeto de potássio em tubo de ensaio.
 2. Juntar 1mL de ácido sulfúrico diluído. Agitar
 3. Juntar 2mL de clorofórmio. Agitar e observar.
- f) Reação entre cloreto de ferro II e hidrogênio atômico
1. Colocar 1mL de solução de cloreto de ferro II em um tubo de ensaio.
 2. Adicionar um pequeno pedaço de zinco
 3. Adicionar 1mL de ácido clorídrico concentrado. Agitar e observar.
 4. Esperar até descorar a solução amarela de cloreto de ferro III
 5. Adicionar então 1 mL de solução de tiocianato de amônio. Agitar e observar.
- g) Distinção entre ácido clorídrico e ácido nítrico
1. Dois frascos a e b contêm, não necessariamente nesta ordem, ácido clorídrico e ácido nítrico.
 2. Colocar 2 mL da solução contida no frasco a em um tubo de ensaio. Observar
 3. Juntar pequeno pedaço de cobre. Observar.
 4. Repetir o procedimento com a solução do frasco b.
- h) Distinção entre água e água oxigenada.
1. Dois frascos C e D contêm, não necessariamente respectivamente, água e água oxigenada.
 2. Colocar 1 mL de líquido do frasco C em um tubo de ensaio.
 3. Colocar 1mL de ácido sulfúrico diluído e 1mL de solução de iodeto de potássio. Agitar e observar.
 4. Repetir o procedimento com o líquido do frasco D.

QUESTIONÁRIO

- 1) Escrever a equação da reação entre ácido clorídrico e dióxido de manganês.
- 2) Que substância oxidou-se e que substância reduziu-se na reação acima?
- 3) Escrever a equação entre cloro e iodeto de potássio.
- 4) Que substância oxidou-se e que substância reduziu-se na reação acima?
- 5) Escrever a equação da reação entre o permanganato de potássio e água oxigenada, em presença de ácido sulfúrico.

- 6) Que substância oxidou-se e que substância reduziu-se na reação acima?
- 7) Por que se decora a solução violeta?
- 8) Escrever a equação da reação entre o dicromato de potássio e o álcool etílico em presença de ácido sulfúrico.
- 9) Que substância oxidou-se e que substância reduziu-se na reação acima?
- 10) Por que a cor da mistura da reação passa de alaranjado para o verde?
- 11) Qual o odor dos vapores desprendidos?
- 12) Escrever a equação de reação entre água oxigenada e sulfato de ferro II em presença de ácido sulfúrico.
- 13) Que substância oxidou-se e que substância reduziu-se na reação acima?
- 14) Escrever a equação da reação entre água oxigenada e iodeto de potássio em presença de ácido sulfúrico.
- 15) Que substância oxidou-se e que substância reduziu-se na reação acima?
- 16) Escrever a equação da reação entre cloreto de ferro III, zinco e ácido clorídrico.
- 17) Que substância oxidou-se e que substância reduziu-se na reação acima?
- 18) Por que ao se adicionar tiocianato de amônio, não apareceu a cor vermelha característica?
- 19) Qual o frasco que contém ácido clorídrico? Por que?
- 20) Qual o frasco que contém ácido nítrico? Por que?
- 21) Qual o frasco que contém água? Por que?
- 22) Qual o frasco que contém água oxigenada? Por que?
- 23) Por que a água oxigenada atuou como redutora na experiência B e como oxidante na experiência D?
- 24) Podem o dicromato de potássio ou o permanganato de potássio atuar como redutores? Por que?
- 25) Qual a função da adição do clorofórmio ao final da reação do item e-1?

Funções Químicas Inorgânicas

Função Química é o conjunto de compostos que apresentam propriedades químicas semelhantes.

1) Ácidos: são substâncias que quando em água se ionizam produzindo o cátion hidrogênio (H^{+1}) e um ânion.



Classificação dos Ácidos

a) Quanto a presença de oxigênio na molécula:

A molécula de um ácido pode apresentar ou não o elemento oxigênio. Assim, conforme a presença ou não deste elemento, temos:

- Hidrácido: ácido cuja molécula, não contém oxigênio. Ex.: HCl, H₂S, HCN.
- Oxiácido: Ácido cuja molécula contém oxigênio. Ex.: HNO₃, H₂SO₄, H₃PO₄.

b) Número de elementos na molécula:

A molécula de um ácido pode apresentar dois ou mais elementos. Assim, conforme a quantidade de elementos, temos:

- Ácido binário: ácido cuja molécula contém dois elementos. Ex.: HCl, HBr, H₂S, HI.
- Ácido ternário: ácido cuuja molécula contém três elementos. Ex.: HNO₃, H₂SO₄, HClO₃.
- Ácido Quaternário: ácido cuja molécula contém quatro elementos. Ex.: HCNO, H₃Fe(CN)₆.

c) Número de hidrogênios ionizáveis.

Quando os ácido são colocados em água, se ionizam, produzindo em água íons H⁺. Cada hidrogênio da molécula de um ácido que se converte em íon H⁺ damos o nome de hidrogênio ionizável.

- Monoácido: ácido cuja molécula contém um hidrogênio ionizável. Ex.: HCN, HBr, HNO₃.
- Biácido: ácido cuja molécula contém dois hidrogênios ionizáveis. Ex.: H₂SO₄, H₂S, H₂CrO₄.
- Triácido: ácido cuja molécula contém três hidrogênios ionizáveis. Ex.: H₃Fe(CN)₆, H₃PO₄.

- Tetrácido: ácido cuja molécula contém três hidrogênios ionizáveis. Ex.: $\text{H}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$

d) De acordo com a força.

Quando dissolvemos um ácido em água, verificamos que as moléculas sofrem ionização. Entretanto, ao analisarmos a solução resultante, constatamos que nem todas as moléculas se encontram ionizadas. Suponha, por exemplo, que num ácido só 25% das moléculas encontram-se ionizadas, ou seja, de cada 100 moléculas adicionadas, 25 encontram-se ionizadas.

Com relação aos hidrácidos, você pode memorizar o seguinte:

<i>Hidrácido</i>	<i>Classificação</i>
HCl HBr HI	Fortes
HF	Moderado ou semiforte
Demais	Fracos

Com relação aos ácidos oxigenados (oxiácidos), podemos aplicar a regra de Pauling para conhecer a sua força. Assim, a força do oxiácido é indicada pela diferença entre o número de oxigênios e o número de hidrogênios:



$m - n = 3 \rightarrow$ ácido muito forte

$m - n = 2 \rightarrow$ ácido forte

$m - n = 1 \rightarrow$ ácido moderado ou semiforte

$m - n = 0 \rightarrow$ ácido fraco

Ex.: $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 4 - 2 = 2 \Rightarrow$ ácido forte.

Formulação

Todo ácido é formado por uma parte positiva (H^{+1}) e por um ânion qualquer, logo sua fórmula molecular é dada por: $\text{H}^{+1} + \text{A}^{-x} \Rightarrow \text{H}_x\text{A}$

Ex.: HCl, H_2S , H_3PO_4 .

Nomenclatura

a) Para Hidrácidos:

- Escreve-se a palavra ácido, seguida do nome do elemento formador com terminação ídrico.

Ácido(nome do ânion – eto + ídrico)

Ex.: HCl – ácido clorídrico, HBr - ácido bromídrico, HI – ácido iodídrico, H₂S – ácido sulfídrico, HCN – ácido cianídrico.

b) Para Oxiácidos: os ânions terminam em ato ou ito, para denominar o ácido basta trocar as terminações, segundo a tabela abaixo:

<i>Ânion</i>	<i>Ácido</i>
Ato	Ico
Ito	Oso

Ex.: HNO₃ = ácido Nítrico

H₃PO₄ = ácido fosfórico

Exercícios

1) Monte a fórmula dos ácidos abaixo e classifique-os:

- a) ácido nitroso b) ácido oxálico c) ácido periódico d) ácido ferrocianídrico
 e) ácido permangânico f) ácido mangânico g) ácido cianídrico h) ácido crômico

2) Dê o nome dos seguintes ácidos e faça a sua ionização em água:

- a) H₂CO₃ b) H₂S c) HClO₄ d) H₃BO₃ e) H₂SO₃ f) HI g) HBr

2) Bases: é qualquer composto que em meio aquoso se ioniza, liberando como ânions exclusivamente íons OH⁻ (hidroxila).

Ex.: NaOH $\xrightarrow{\text{H}_2\text{O}}$ Na⁺ + OH⁻

Classificação das Bases

a) Quanto ao número de hidroxilas:

- Monobase: apresenta apenas um íon OH^- . Ex. NaOH , KOH , NH_4OH , CuOH
- Dibase: apresenta 2 íons OH^- na fórmula. Ex.: $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$.
- Tribase: apresenta 3 íons OH^- . Ex.: $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Al}(\text{OH})_3$.
- Tetrabase: apresenta 4 íon OH^- . Ex. $\text{Pb}(\text{OH})_4$.

b) De acordo com a força:

- Bases de Metais alcalinos e alcalinos terrosos(1A e 2A): Fortes
- Demais: Fracas

c) De acordo com a solubilidade em água:

- Solúveis: Bases de Metais Alcalinos(1A) e NH_4OH
- Pouco Solúveis: Bases de Metais Alcalinos Terrosos (2A).
- Insolúveis: Demais

Formulação

Toda Base é formada por uma parte positiva qualquer e pelo ânion $(\text{OH})^-$, logo sua formula molecular é dada por: $\text{C}^{+x} + \text{OH}^{-1} \Rightarrow \text{C}(\text{OH})_x$
Onde, C = cátions qualquer.

Nomenclatura

A nomenclatura da base é bastante simples, basta escrever o nome do íon OH^- seguido pela preposição de e o nome do cátion correspondente.

Hidróxido de.....(nome do cátion)

Ex.: NaOH = hidróxido de Sódio
 $\text{Ba}(\text{OH})_2$ = Hidróxido de Bário
 $\text{Fe}(\text{OH})_3$ = hidróxido de ferro III ou hidróxido férrico
 AuOH = hidróxido de ouro I ou hidróxido auroso

Exercícios:

1. Monte a fórmula das bases abaixo e classifique-as:

- Hidróxido de alumínio
- Hidróxido Ferroso
- Hidróxido estanoso
- Hidróxido plúmbico
- Hidróxido de cálcio
- Hidróxido cuproso

2) Equacione a dissociação iônica das seguintes bases:

- a) $\text{Fe}(\text{OH})_3$
- b) KOH
- c) $\text{Mg}(\text{OH})_2$
- d) NH_4OH
- e) CuOH
- f) $\text{Mn}(\text{OH})_4$

Confronto entre ácido e bases

Indicadores são substâncias que com a mudança de cor indicam se a substância é ácida ou básica. Elas não alteram as propriedades do ácido ou da base.

<i>Indicador</i>	<i>Ácido</i>	<i>Base</i>
Tornassol	Vermelha	Azul
Fenolftaleína	Incolor	Vermelho
Alaranjado de Metila	Vermelho	Amarelo

Para medir a acidez e a basicidade de uma solução usamos uma escala conhecida como pH que nos mostra através de cores o caráter da solução.



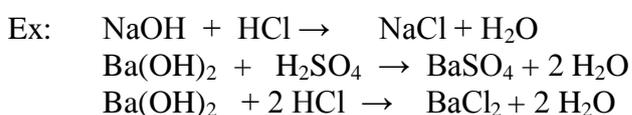
$\text{pH} = 7 \Rightarrow$ Solução Neutra

$0 \leq \text{pH} < 7 \Rightarrow$ solução ácida

$7 < \text{pH} \leq 14 \Rightarrow$ solução básica

Neutralização ou Salificação

É a reação química entre um ácido e uma base formando sal e água. Isto vale para qualquer ácido ou base.



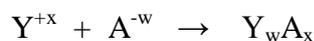
Exercícios:

Monte as reações de neutralização abaixo:

- a) hidróxido de amônio + ácido cloroso
- b) hidróxido de cálcio + ácido bromídrico
- c) hidróxido de Alumínio + ácido sulfídrico
- d) hidróxido de potássio + ácido fosfórico
- e) hidróxido aurico + ácido carbônico
- f) hidróxido ferroso + ácido ferricianídrico

3) Sais: são substâncias formadas por um cátion diferente de H^{+1} e um ânion diferente de OH^{-1} e O^{2-} .

Formulação



Ex.: $BaSO_4$, Na_2S , BaF_2 , $AlPO_4$, $Al_2(SO_3)_3$.

Nomenclatura

O nome dos sais é dado da seguinte forma:

Nome do ânion + Nome do Cátion

Ex.:

$NaCl$ = Cloreto de Sódio

$BaSO_4$ = Sulfato de bário

KNO_3 = Nitrato de potássio

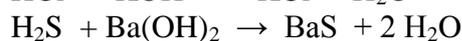
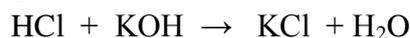
$KmnO_4$ = Permanganato de potássio

$CaBr_2$ = Brometo de cálcio

Tipos de Sais

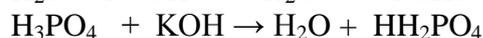
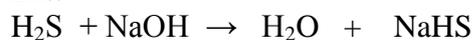
a) Sal Neutro ou normal: são sais provenientes de uma neutralização total entre as características ácidas e básicas das substâncias caso haja necessidade de se igualar essas características a reação deve ser balanceada.

Ex.:



b) Sais Ácidos: São conhecidos por hidrogenos sais e provém da neutralização parcial entre um ácido e uma base, isto é, sobra H^{+1} sem ser neutralizado pela base.

Ex.:



A nomenclatura para estes sais é dada da seguinte forma:

Nome do Ânion (mono, di, tri.... ácido) de nome do cátion

ou

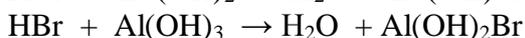
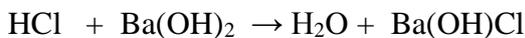
(mono, di, tri ...) Hidrogeno + nome do sal como se ele fosse neutro

Ex.:

NaHS = sulfeto monoácido de sódio ou monohidrogeno sulfeto de sódio

c) Sais Básicos: são substâncias provenientes de uma neutralização parcial da base onde sobram hidroxilas sem serem neutralizadas.

Ex.:



A nomenclatura para estes sais é dada da seguinte forma:

Nome do ânion (mono, di, tri... básico) de nome do cátion

Ou

(mono, di, tri...) Hidroxi + nome do sal como se ele fosse neutro.

d) Sal Misto ou duplo: são sais provenientes de uma dupla neutralização, isto é, 2 ácidos reagem com uma base ou 2 bases reagem com um ácido. O sal duplo ou misto que se forma é também um sal neutro.



Classificação dos sais quanto a solubilidade em água:

Ânion	Solubilidade	Exceções
NO ₃ ⁻¹ (nitratos), ClO ₃ ⁻¹ (cloratos), H ₃ CCOO ⁻¹ (Acetatos)	Solúveis	Não Há
Cl ⁻¹ (cloretos), Br ⁻¹ (Brometos), I ⁻¹ (Iodetos)	Solúveis	Ag ⁺¹ , Hg ₂ ⁺² , Pb ⁺²
SO ₄ ⁻² (Sulfatos)	Solúveis	Ca ⁺² , Sr ⁺² , Ba ⁺² , Pb ⁺²
S ⁻² (Sulfetos)	Insolúveis	Li ⁺¹ , Na ⁺¹ , K ⁺¹ , Rb ⁺² , NH ₄ ⁺¹ , Sr ⁺² , Ba ⁺² , Ca ⁺²
Demais ânions	Insolúveis	Li ⁺¹ , Na ⁺¹ , K ⁺¹ , Li ⁺¹ , NH ₄ ⁺¹

Exercícios

1) Dê a fórmula dos sais a partir do quadro e dê seus nomes:

Cátion \ Ânion	Cl ⁻	S ⁻²	NO ₃ ⁻¹	SO ₄ ⁻²	CO ₃ ⁻²	PO ₄ ⁻³
Na ⁺						
Ca ⁺²						
Sn ⁺²						
Sn ⁺⁴						
Fe ⁺³						

2) Escreva a equação de reação de neutralização total que ocorre entre:

- a) Ácido fosfórico e hidróxido de cálcio.
- b) Ácido sulfúrico e hidróxido de potássio
- c) Ácido nítrico e hidróxido de alumínio
- d) Ácido sulfídrico e hidróxido ferroso
- e) Ácido fosfórico e hidróxido de magnésio
- f) Ácido carbônico e hidróxido de amônio

3) Monte a fórmula dos seguintes sais:

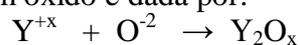
- | | |
|-----------------------|-----------------------------|
| a) sulfato de bário | b) sulfeto de sódio |
| c) nitrato de prata | d) carbonato de lítio |
| e) iodeto de potássio | f) ferrocianeto de alumínio |

4) Óxidos:

São compostos binários (2 elementos) onde a parte negativa da molécula é sempre o ânion O⁻².

Formulação

A formulação geral de um óxido é dada por:



- X = 1 => Y₂O
 X = 2 => YO
 X = 3 => Y₂O₃
 X = 4 => YO₂ *

Nomenclatura

Existem 2 tipos de nomenclatura para os óxidos:

a) Nomenclatura usual segue a seguinte regra:

Óxido de (nome do cátions)

Ex.:

BaO = óxido de bário

Na₂O = óxido de sódio

CaO = óxido de cálcio

Fe₂O₃ = óxido de ferro III ou óxido férrico

FeO = óxido de ferro II ou óxido ferroso

b) Nomenclatura geral: utilizada para o mesmo elemento com números de oxidação diferentes, forma mais de dois óxidos. Neste caso, indicamos os Nox através de algarismos romanos, ou então usamos os prefixos mono, bi (di), tri, tetra, penta, hexa, hepta, etc. para indicar a quantidade de átomos de oxigênio existentes na fórmula. Ex.:

N₂O = óxido de nitrogênio I ou monóxido de dinitrogênio

NO = óxido de nitrogênio II ou monóxido de mononitrogênio

N₂O₃ = óxido de nitrogênio III ou trióxido de dinitrogênio

NO₂ = óxido de nitrogênio IV ou dióxido de mononitrogênio

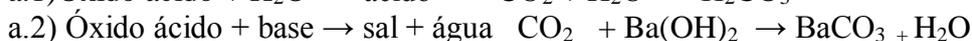
N₂O₅ = óxido de nitrogênio V ou pentóxido de dinitrogênio

Classificação dos óxidos

Os óxidos, de acordo com as suas propriedades, são classificados das seguintes maneiras:

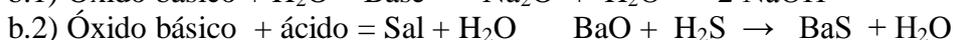
a) Óxidos Ácidos: são compostos moleculares, sólidos líquidos ou gasosos, formados por elementos não-metálicos das famílias 4A, 5A, e 6A ou por elementos metálicos com Nox maior ou igual a +4 e situados, em geral no centro da tabela.

As duas principais reações químicas que ele fornece são:



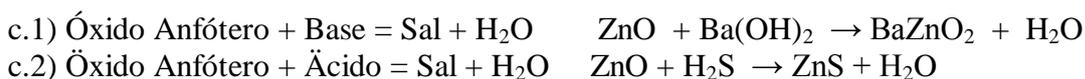
b) Óxidos Básicos: são compostos iônicos sólidos, formados geralmente por elementos das famílias 1A, ou 2A. Todos têm alto ponto de fusão e ebulição.

As duas principais reações químicas que ele fornece são:



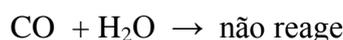
c) Óxidos Anfóteros: são óxidos que ora agem como óxidos básicos e ora agem como óxidos ácidos.

As duas principais reações químicas que ele fornece são:

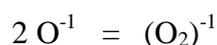


d) Óxido Indiferentes ou Neutros: são todos gases moleculares e formados por não metais, não reagem com ácido, bases ou água.

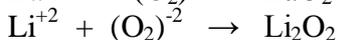
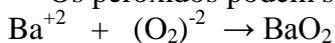
Os principais são: CO, NO, N₂O



e) Peróxidos: são óxido que se caracterizam por possuírem 2 átomos de Oxigênio com carga -1 cada um.



Os peróxidos podem ser formados somente pela coluna 1 A e 2 A.



A nomenclatura dos peróxidos segue a seguinte regra:

Peróxido + nome do cátion

BaO₂ = Peróxido de bário

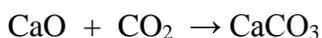
Li₂O₂ = Peróxido de Lítio

K₂O₂ = Peróxido de Potássio

H₂O₂ = Peróxido de Hidrogênio (conhecido comercialmente como água oxigenada)

Tipos de Reações

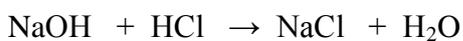
a) Síntese ou Adição: duas ou mais substância dão origem a uma só. Ex.:



b) Análise ou Decomposição: uma substância composta se decompõe em 2 ou mais substâncias. Ex.:



c) Dupla Troca ou Dupla substituição: substâncias trocam entre si cátions e ânions, sem alteração de nox.



d) Simples troca ou deslocamento: neste caso uma substância simples ou elemento livre desloca ou não uma parte da composta de acordo com uma fila de reatividade:

Para cátions

Diminui a reatividade / Aumenta a nobreza →

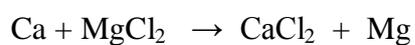
Ba, Ca, Mg, Al, Zn, H, Cu, Ag, Pt, Au

Para Ânions

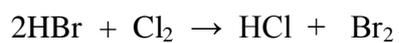
Diminui a reatividade →

F, O, Cl, Br, I, S

Obs.: todas as reações de deslocamento são de redox.



$\text{HF} + \text{Cl}_2 \rightarrow$ não reage, pois o Cl é menos reativo que o F

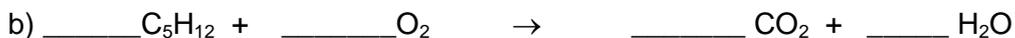


ATIVIDADES COMPLEMENTARES

QUÍMICA - TMI

- 1) Entre os nutrientes inorgânicos indispensáveis aos vegetais, estão o nitrogênio (para o crescimento das folhas), o fósforo (para o desenvolvimento das raízes) e o potássio (para a floração). Por isso, na fabricação de fertilizantes para o solo, são empregados, entre outros, os compostos nitrato de potássio, fosfato de cálcio e cloreto de amônia, que são representados, respectivamente, pelas fórmulas: Dados: K^{+1} , NO_3^{-1} , PO_4^{-3} , NH_4^{+1} , Ca^{+2} , Cl^{-1} , ClO^{-1}
- KNO_3 , $Ca_2(PO_4)_3$ e NH_4ClO
 - KNO_2 , $CaPO_4$ e NH_4Cl_2
 - KN , $Ca_3(PO_4)_2$ e $(NH_4)_2Cl$
 - KNO_3 , $Ca_3(PO_4)_2$ e NH_4Cl
 - KNO_3 , $Ca_2(PO_4)_3$ e NH_4Cl_2
- 2) Em relação às propriedades dos ácidos, podemos afirmar que:
- Reagem com os carbonatos, produzindo efervescência e despreendendo gás carbônico.
 - Neutralizam as bases, originando óxidos e água.
 - Não possui condutividade elétrica.
 - Quando em solução, libertam íons oxidrônio (H_3O^+).
 - Os ácidos provocam mudanças de cor em presença do tornassol, ficando azul.
- 3) Um aluno da 8.^a série, trabalhando no laboratório de sua escola, deixou cair uma certa quantidade de solução alcoólica de fenolftaleína sobre um balcão que estava sendo limpo com sapólio. O local onde caiu a fenolftaleína adquiriu, quase que imediatamente, uma coloração vermelha. Esse aluno, observando a mancha vermelha, concluiu que:
- o sapólio deve ser um meio ácido.
 - o sapólio deve ser um meio básico.
 - o sapólio deve ser um meio neutro.
 - o sapólio tem características de um sal.
 - a fenolftaleína removeu o sapólio do local.
- 4) A equação $\text{_____ Al(OH)}_3 + \text{_____ H}_4\text{SiO}_4 \rightarrow \text{_____ Al}_4(\text{SiO}_4)_3 + \text{_____ H}_2\text{O}$ não está balanceada. Balanceando-a com os menores inteiros possíveis, a soma total dos coeficientes estequiométricos será:
- soma : _____
- 5) Um dos enunciados da Lei de Lavoisier diz: "Na natureza nada se perde, nada se se cria, tudo se transforma". A transformação de uma substância em outra ocorre a partir de um arranjo de átomos. Os mesmos átomos que fazem parte das substâncias reagentes farão parte das substâncias do produto da reação. Simplesmente agrupados de outra forma.

Com base nessa informação, encontre o número de moléculas de cada reagente e de cada produto das equações abaixo, de modo que o número de átomos se mantenha constante.



6) Dados os íons Ca^{2+} , Mg^{+2} , Al^{+3} , Cu^{2+} , CO_3^{2-} , PO_4^{3-} , SO_4^{2-} , NO_3^{1-} . Escreva as fórmulas desses compostos que são usados em preparação de pigmentos de tintas.

- a) Carbonato de Cálcio _____
 b) Fosfato de magnésio _____
 c) Sulfato de alumínio _____
 d) Nitrato de cobre II _____

7) Os ácidos são perigosos mesmo se estiverem bem diluídos em água. Não devem ser ingeridos ou aspirados. Se caírem na pele, deve-se lavar o local com muita água fria e procurar um posto médico. Com base em seus conhecimentos sobre os ácidos, nomeie-os abaixo.

- a) HNO_2 = _____
 b) HClO_4 = _____
 c) H_2SO_4 = _____
 d) HBr = _____
 e) HClO = _____

8) Sobre a reação química _____ CaCl_2 + _____ K_3PO_4 \rightarrow _____ KCl + _____ $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

Selecione a correta.

- a) A soma total dos coeficientes é 12.
 b) A soma dos coeficientes $\text{KCl} + \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ é 8.
 c) O coeficiente do $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ é 2.
 d) O coeficiente do K_3PO_4 é 3.
 e) A soma dos coeficientes do reagente é 4.

9) (U. S. Judas Tadeu-SP) O ácido cianídrico é o gás de ação venenosa mais rápida que se conhece: uma concentração de 0,3 mg/l de ar é imediatamente mortal. Esse é o gás usado nos estados americanos do norte que adotam a pena de morte por câmara de gás. A primeira vítima foi seu descobridor, Carl Wilhelm Scheele, que morreu ao deixar cair um vidro contendo solução de ácido cianídrico, cuja fórmula molecular é:

R: _____

10) A tabela apresenta algumas características e aplicações de alguns ácidos.

Ácido clorídrico	\rightarrow	Limpeza doméstica e de peças metálicas.
Ácido fosfórico	\rightarrow	Usado como acidulante em refrigerantes, balas e goma de mascar.
Ácido sulfúrico	\rightarrow	Desidratante, solução de bateria.
Ácido nítrico	\rightarrow	Indústria de explosivos e corantes.

As fórmulas dos ácidos da tabela são, respectivamente:

- a) HCl, H₃PO₄, H₂SO₄, HNO₃
- b) HCl, H₃PO₃, H₂SO₄, HNO₂
- c) HCl, H₃PO₃, H₂SO₄, HNO₃
- d) HClO₂, H₄PO₄, H₂SO₃, HNO₂
- e) HClO, H₃PO₄, H₂SO₃, HNO₃

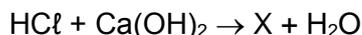
11) Complete:

Indicador	ácido	base
Papel tornassol		
Fenolftaleína		

12) Para combater a acidez estomacal causada pelo excesso de ácido clorídrico, costuma-se ingerir um antiácido. Das substâncias abaixo, encontradas no cotidiano das pessoas, a mais indicada para combater a acidez é:

- a) refrigerante
- b) suco de laranja
- c) água com limão
- d) vinagre
- e) leite de magnésia

13) Um caminhão transportando ácido clorídrico capotou, derramando o ácido na estrada. O ácido foi totalmente neutralizado por uma solução aquosa de hidróxido de cálcio. Essa neutralização pode ser corretamente representada pelas equações abaixo.



A substância X é: _____

14) (UNICENTRO) - Os nomes dos ácidos oxigenados abaixo são, respectivamente, HNO₂, HClO₃, H₂SO₃, H₃PO₄.

- a) Nitroso, clórico, sulfuroso, fosfórico.
- b) Nítrico, clorídrico, sulfúrico, fosfórico.
- c) Nítrico, hipocloroso, sulfuroso, fosforoso.
- d) Nítrico, perclórico, sulfúrico, fosfórico.
- e) n . d . a

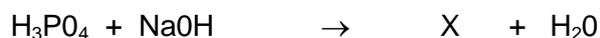
15) (UEPG) A fórmula química do ácido sulfuroso é:

- a) H₂SO₃
- b) H₂SO₂
- c) HSO₃
- d) H₂SO₄
- e) H₃SO₂

16) Dados os íons Na^{+ 1}, NO₃^{- 1}, Ba^{+ 2}, PO₄^{- 3}, qual alternativa representa corretamente fórmula e o nome do composto?

- a) Ba₃PO₄ (fosfato de bário)
- b) Na₃NO₃ (nitrato de sódio)
- c) Na₃ PO₄ (fosfato de sódio)
- d) Ba(NO₃)₂ (nitreto de bário)
- e) Ba₃(PO₄)₂ (fosfato de bário)

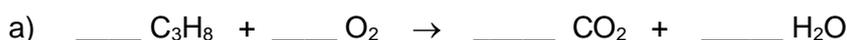
17) (UERJ) Um caminhão transportando ácido fosfórico capotou, derramando o ácido na estrada. O ácido foi totalmente neutralizado por uma solução aquosa de hidróxido de sódio. Essa neutralização pode ser corretamente representada pelas equações abaixo.



A substância X é:

- a) PO_4Na b) Na_2PO_4 c) Na_3PO_4 d) $\text{Na}(\text{PO}_4)_2$ e)
 NaPO_4

18) Balancear ou acertar os coeficientes de uma equação química significa encontrar o coeficiente correto de cada fórmula, tal que o número total de átomo de cada elemento seja o mesmo nos dois membros da equação. O balanceamento pelo método das tentativas não possui regras fixas, mas há determinada seqüência de procedimento que funciona satisfatoriamente para encontrar os coeficientes de cada fórmula. Utilizando o método das tentativas, balanceie as equações químicas a seguir:



19) A respeito da substância de fórmula HCl, observa-se, experimentalmente, que:

- I. É um gás incolor, de odor forte e irritante.
 - II. Sofre ionização em água, originando soluções ácidas.
 - III. Está presente no suco gástrico do estômago humano
 - IV. Aparece no comércio com o nome de ácido muriático, sendo utilizado na limpeza de pisos.
 - V. A maioria de suas moléculas sofre ionização em solução aquosa.
- Desse modo, podemos concluir que:

- a) HCl é um ácido fraco.
- b) HCl é um gás não-tóxico.
- c) A ionização pode ser resumida pela equação $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^{+1} + \text{Cl}^{-1}$
- d) HCl é uma substância iônica.
- e) HCl é um oxiácido

20) Dada a equação química $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{N}_2 + \text{Cr}_x\text{O}_y + \text{Z H}_2\text{O}$. Os valores de X, Y e Z são, respectivamente:

- a) 2, 3 e 4
- b) 2, 7 e 4
- c) 2, 7 e 8
- d) 3, 2 e 4
- e) 3, 2 e

21) Acertar os coeficientes da equação a seguir com os menores números inteiros possíveis:

28) No tratamento da água para torná-la potável, há necessidade de realizarmos algumas operações. Essas operações consistem em decantação, coagulação, filtração e desinfecção. No processo de coagulação, usa-se o sulfato de alumínio para agregar partículas muito pequenas para que possam decantar. Com relação ao sulfato de alumínio, calcule a massa molecular:

Dados os íons Al^{3+} , SO_4^{2-}

Dados: Al= 27, S= 32, O=16

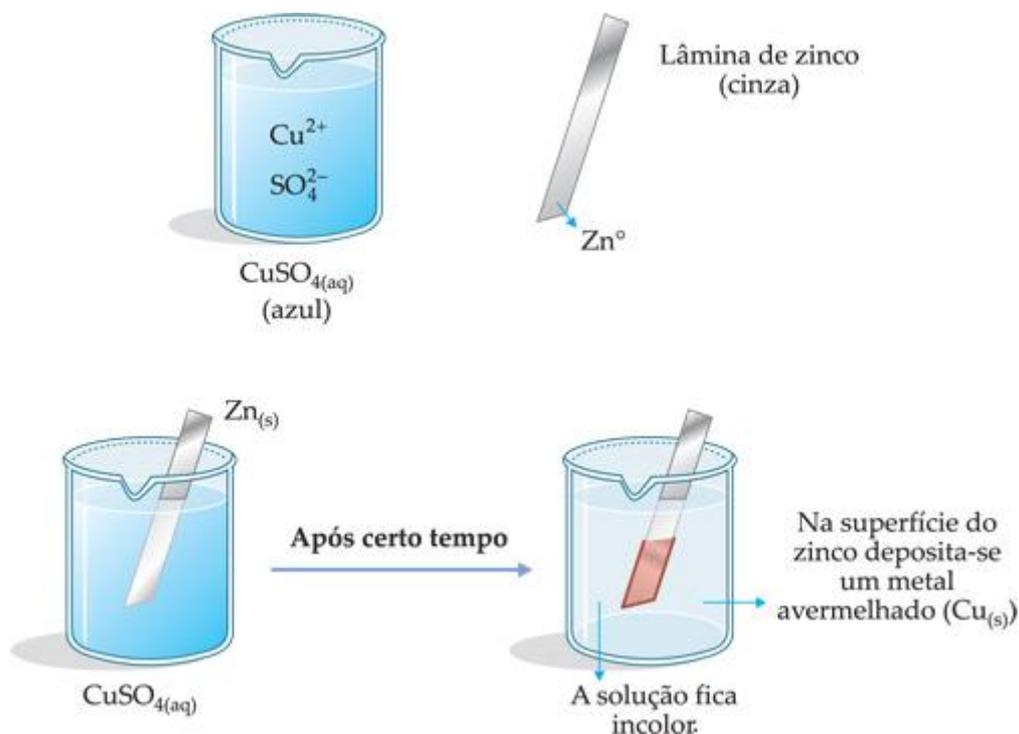
29) A aspirina é extensivamente usada em medicina como antipirético e analgésico, sua fórmula molecular é o ácido acetilsalisílico ($C_9 H_8 O_4$). Calcule a massa molecular da aspirina.

Dados C = 12 u , H = 1 u , O = 16 u

Oxirredução

1. Introdução

A experiência descrita a seguir mostra o que ocorre quando uma lâmina de zinco é mergulhada em uma solução de sulfato de cobre (CuSO_4).



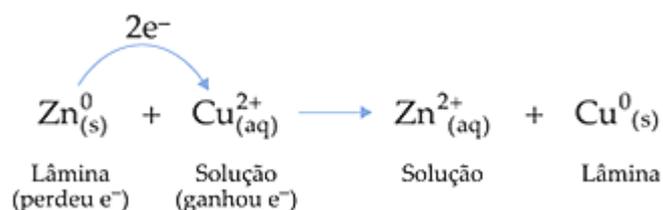
Explicação

Os íons $\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+}$ da solução migram até a barra de zinco $\text{Zn}_{(s)}$ e retiram (ganham) elétrons do metal.

Assim, formam-se átomos neutros de cobre $\text{Cu}_{(s)}^0$ que se depositam na lâmina, justificando assim o aparecimento da cor vermelha na superfície do zinco.

Os átomos de zinco (Zn^0), ao perderem seus elétrons, vão para a solução na forma $\text{Zn}_{(\text{aq})}^{2+}$.

Observa-se, assim, que ocorreu uma reação de transferência de elétrons entre os íons $\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+}$ e os átomos de zinco. Assim, podemos escrever a seguinte equação:

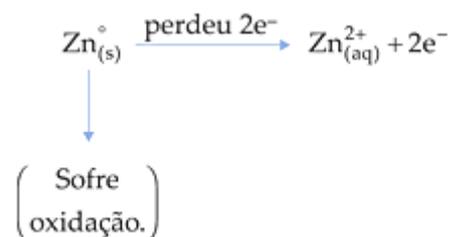


2. Definições

2.1. Oxidação

É a perda de elétrons por uma espécie química.

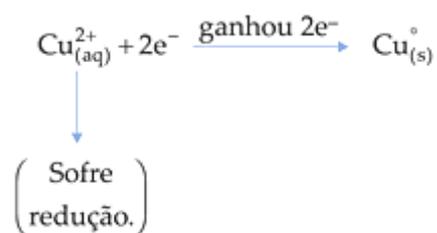
Exemplo



2.2. Redução

É o ganho de elétrons por uma espécie química.

Exemplo



Observação – Oxidação ou redução nunca ocorrem isoladamente. São fenômenos simultâneos, ou seja, sempre que uma espécie ganha e^{-} , é porque uma outra espécie perdeu os e^{-} .

O total de e^{-} ganhos é sempre igual ao total de e^{-} perdidos.

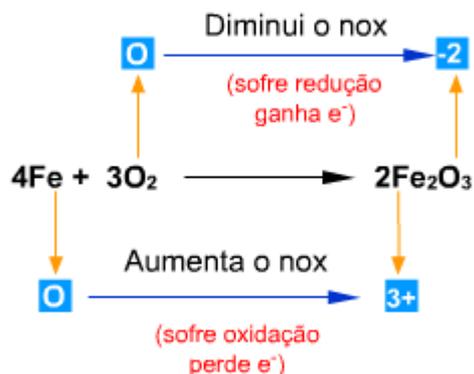
Formação da ferrugem

Observação macroscópica:



Observação microscópica:

Oxirredução



Oxidante: **sofre redução** (O_2).

Redutor: **sofre oxidação** (Fe).

3. Número de Oxidação (Nox)

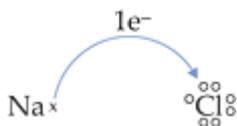
Nox é o número que designa a carga real (ligação iônica) ou carga aparente (ligação covalente) de um átomo ou de uma espécie química.

3.1. Nox em Compostos Iônicos

É o número que designa a carga real da espécie química.

Exemplos

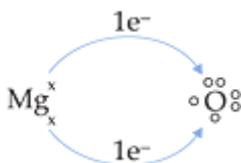
- Considere o composto formado entre sódio (IA) e cloro (VIIA).



Na° doa $1e^-$ e transforma-se em Na^+ $\Rightarrow \text{Nox} = +1$

Cl° recebe $1e^-$ e transforma-se em Cl^- $\Rightarrow \text{Nox} = -1$

- Considere o composto formado entre magnésio (IIA) e oxigênio (VIA).



Mg⁰ doa 2 e⁻ e transforma-se em Mg²⁺

$$\Rightarrow \text{Nox} = +2$$

O recebe 2 e⁻ e transforma-se em O²⁻

$$\Rightarrow \text{Nox} = -2$$

3.2. Nox em Compostos Covalentes

É o número que designa a carga aparente (parcial) do átomo na molécula.

Nox negativo é atribuído ao elemento mais eletronegativo (o que atrai com maior intensidade os e⁻ na ligação covalente).

Nox positivo é atribuído ao elemento menos eletronegativo (o que deixa os elétrons serem atraídos na ligação covalente).

Exemplos

- Fluoreto de Hidrogênio (HF)

Eletronegatividade: F > H



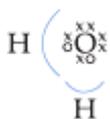
O F atraiu 1e⁻ do H \Rightarrow $\boxed{\text{Nox} = -1}$

O H deixou o F atrair 1e⁻ \Rightarrow $\boxed{\text{Nox} = +1}$

Carga aparente

- Água (H₂O)

Eletronegatividade: O > H



O oxigênio atraiu 2e⁻, sendo 1 de cada hidrogênio:

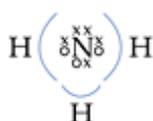
$$\Rightarrow \text{Nox} = -2$$

Cada H deixou o oxigênio atrair 1e⁻:

$$\Rightarrow \text{Nox} = +1$$

- Amônia (NH₃)

Eletronegatividade: N > H

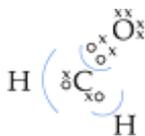


O nitrogênio atraiu $3e^-$, sendo 1 de cada hidrogênio: $\text{Nox} = -3$

Cada H deixou o N atrair $1e^-$: $\text{Nox} = +1$

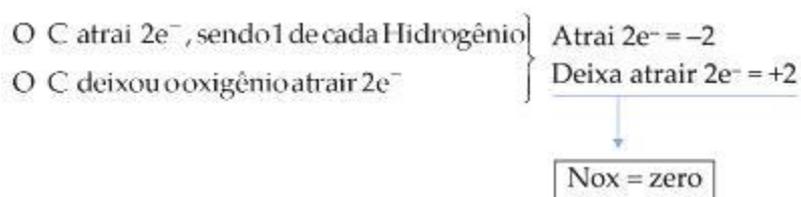
- Metanal (H_2CO)

Eletronegatividade: $\text{O} > \text{C} > \text{H}$



O oxigênio atraiu $2e^-$ do C: $\text{Nox} = -2$

Cada H deixou o C atrair $1e^-$: $\text{Nox} = +1$



- Gás hidrogênio (H_2)

Eletronegatividade: $\text{H} = \text{H}$



O par eletrônico não é atraído por nenhum dos átomos, já que possuem a mesma eletronegatividade.

Com isso, ficamos com: $\text{Nox} = \text{zero}$

3.3. Regras Práticas para Determinação do Nox

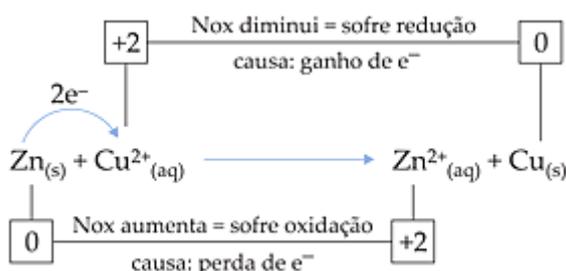
Espécie química	Situação	Nox	Exemplos
Substâncias simples	Qualquer caso	Zero	$H_2, O_2, N_2, F_2, Cl_2, Br_2, I_2, P_4, S_8, Cu, Al, Au$ etc.
Íon	Qualquer caso	A carga do íon	$Na^+ \Rightarrow Nox = +1; Al^{3+} \Rightarrow Nox = +3; F^- \Rightarrow Nox = -1$ $Ca^{2+} \Rightarrow Nox = +2; S^{2-} \Rightarrow Nox = -2; N^{3-} \Rightarrow Nox = -3$
Metais alcalinos e Ag	Em todos os compostos	+1	$NaCl$, KOH , $LiNO_3$, Ag_2SO_4 , $NaBr$ $\boxed{+1}$ $\boxed{+1}$ $\boxed{+1}$ $\boxed{+1}$ $\boxed{+1}$
Metais alcalino-terrosos e zinco	Em todos os compostos	+2	$CaCl_2$, MgO , $BaSO_4$, $ZnCl_2$, $ZnSO_4$ $\boxed{+2}$ $\boxed{+2}$ $\boxed{+2}$ $\boxed{+2}$ $\boxed{+2}$
Alumínio	Em todos os compostos	+3	Al_2O_3 , $AlCl_3$, $Al(OH)_3$ $\boxed{+3}$ $\boxed{+3}$ $\boxed{+3}$
Flúor	Em todos os compostos	-1	HF , CF_4 , NF_3 , OF_2 $\boxed{-1}$ $\boxed{-1}$ $\boxed{-1}$ $\boxed{-1}$
Hidrogênio	Ligado a ametais	+1	HCl , H_2S , CH_4 , NH_3 , H_2SO_4 , H_2CO $\boxed{+1}$ $\boxed{+1}$ $\boxed{+1}$ $\boxed{+1}$ $\boxed{+1}$ $\boxed{+1}$
	Ligado a IA e IIA	-1	NaH , LiH , CaH_2 , BaH_2 $\boxed{-1}$ $\boxed{-1}$ $\boxed{-1}$ $\boxed{-1}$
Oxigênio	Na maioria de seus compostos	-2	H_2O , H_2SO_4 , $CaCO_3$, SO_2 , NO , CO_2 $\boxed{-2}$ $\boxed{-2}$ $\boxed{-2}$ $\boxed{-2}$ $\boxed{-2}$ $\boxed{-2}$
	Peróxidos	-1	H_2O_2 , Na_2O_2 , CaO_2 , MgO_2 $\boxed{-1}$ $\boxed{-1}$ $\boxed{-1}$ $\boxed{-1}$
	Superóxidos	-1/2	K_2O_4 , Na_2O_4 $\boxed{-1/2}$ $\boxed{-1/2}$
	Com flúor	+2	OF_2 $\boxed{+2}$
Um composto	Qualquer	A soma algébrica dos Nox de todos os elementos participantes de um composto é igual a zero.	
Um íon	Qualquer	A soma algébrica dos Nox de todos os elementos de um íon é igual à carga do íon.	

4. Oxirredução e Nox

Oxidação: aumento algébrico do Nox (perda de e^-)

Redução: diminuição algébrica do Nox (ganho de e^-)

Exemplo



Interpretação

O $\text{Zn}_{(s)}$ sofreu oxidação pois teve o seu Nox aumentado pelo fato de perder e^- .

O $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$ sofreu redução, pois teve o seu Nox diminuído pelo fato de ganhar e^- .

5. Agente Oxidante e Redutor

5.1. Oxidante

É a espécie reagente que contém o elemento que sofre redução.

Explicação: para que o elemento sofra redução, é necessário causar a oxidação de um outro elemento, daí o nome oxidante.

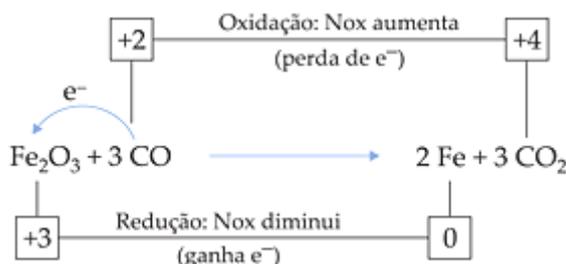
5.2. Redutor

É a espécie reagente que contém o elemento que sofre oxidação.

Explicação: para que o elemento sofra oxidação, é necessário causar a redução de um outro elemento, daí o nome redutor.

Exemplo

Seja a reação de produção do ferro na siderurgia, a partir da hematita (Fe_2O_3) e monóxido de carbono (CO).



$\text{Fe}^{3+} \rightarrow$ sofreu redução, logo, Fe_2O_3 é o agente oxidante (oxidante)

$\text{C}^{2+} \rightarrow$ sofreu oxidação, logo, CO é o agente redutor (redutor)

6. Balanceamento por Oxirredução

Balancear uma reação de oxirredução é fazer com que o número total de e^- cedidos pelo redutor seja igual ao número total de e^- recebidos pelo oxidante.

Procedimento

- Determinar o Nox de todos os elementos participantes, antes e depois da reação (reagentes e produtos). Assim é possível identificar o elemento que sofre oxidação e o elemento que sofre redução.
- Calcular a variação total do Nox (Δ) do elemento que sofre oxidação e do que sofre redução. Para tal, multiplica-se a variação do Nox de cada elemento pela maior atomicidade com que o elemento aparece na equação. Assim saberemos o total de e^- perdidos pelo redutor e o total de e^- recebidos pelo oxidante (representado pelo Δ).
- Tomar o Δ do oxidante como coeficiente do redutor e vice-versa. Isto é feito para que o total de e^- perdidos seja igual ao total de e^- recebidos.
- Escolha o membro da equação em que os coeficientes (Δ) serão colocados.
- Ao inverter os coeficientes para colocá-los na equação, estes deverão estar situados ao lado do elemento cujo Nox **não** se repete na equação. Não importa o membro em que tal elemento se encontre.
- Terminar o balanceamento pelo método das tentativas.

Demonstre os balanceamentos de 1 a 72 pelo método de oxidação-redução:

1. $\text{Al} + \text{OH}^{-1} + \text{NO}_3^{-1} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{AlO}_2^{-1} + \text{NH}_3$
2. $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{NO}$
3. $\text{As}_2\text{S}_5 + \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow (\text{NH}_4)_3\text{AsO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
4. $\text{As}_2\text{S}_5 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{NO}$
5. $\text{AsO}_4^{-3} + \text{Zn} + \text{H}^{+1} \rightarrow \text{Zn}^{+2} + \text{H}_2\text{O} + \text{AsH}_3$
6. $\text{Au} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Au}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2$
7. $\text{Au} + \text{NO}_3^{-1} + \text{Cl}^{-1} + \text{H}^{+1} \rightarrow \text{AuCl}_4^{-1} + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
8. $\text{Bi}^{+3} + \text{SnO}_2^{-2} + \text{OH}^{-1} \rightarrow \text{SnO}_3^{-2} + \text{H}_2\text{O} + \text{Bi}$
9. $\text{Bi}_2\text{O}_3 + \text{NaClO} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaBiO}_3 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
10. $\text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaBr} + \text{NaBrO} + \text{H}_2\text{O}$
11. $\text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaBr} + \text{NaBrO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
12. $\text{C} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
13. $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4(\text{OH})_2 + \text{MnO}_2 + \text{KOH}$
14. $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{SiO}_2 + \text{C} \rightarrow \text{CaSiO}_3 + \text{CO} + \text{P}$
15. $\text{CaC}_2\text{O}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
16. $\text{Cl}_2 + \text{C} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}^{+1} + \text{Cl}^{-1}$
17. $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{HCl} + \text{O}_2$
18. $\text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O}$
19. $\text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{NaClO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
20. $\text{Cl}_2 + \text{OH}^{-1} \rightarrow \text{Cl}^{-1} + \text{ClO}_3^{-1} + \text{H}_2\text{O}$
21. $\text{Co}^{+2} + \text{BrO}^{-1} + \text{H}^{+1} \rightarrow \text{Co}^{+3} + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O}$
22. $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{IO}_3^{-1} + \text{OH}^{-1} \rightarrow \text{CrO}_4^{-2} + \text{I}^{-1} + \text{H}_2\text{O}$
23. $\text{Cr}^{+3} + \text{MnO}_2 + \text{OH}^{-1} \rightarrow \text{CrO}_4^{-2} + \text{Mn}^{+2} + \text{H}_2\text{O}$
24. $\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2} + \text{Fe}^{+2} \rightarrow \text{Cr}^{+3} + \text{Fe}^{+3}$
25. $\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2} + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{H}^{+1} \rightarrow \text{Cr}^{+3} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
26. $\text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
27. $\text{CS}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}_2\text{S} + \text{CH}_4$
28. $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{NO}$
29. $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2$
30. $\text{CuS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{S} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
31. $\text{Fe} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Fe}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2$
32. $\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{CO} \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2$
33. $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{Fe}$
34. $\text{HBrO}_3 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$
35. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{PbSO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
36. $\text{H}_2\text{S} + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HBr}$
37. $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
38. $\text{H}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
39. $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Cu} \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
40. $\text{Hg} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{NO}$
41. $\text{Hg} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2$
42. $\text{HgS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + \text{S} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
43. $\text{HI} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{I}_2$
44. $\text{HIO}_3 + \text{HI} \rightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
45. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} + \text{S} \rightarrow \text{SO}_2 + \text{KOH} + \text{Cr}_2\text{O}_3$
46. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
47. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{K}_3\text{PO}_4 + \text{CrPO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{S}$
48. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{CrCl}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
49. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
50. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$

51. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{FeCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{KCl} + \text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$
52. $\text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{HClO}_4 + \text{ClO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
53. $\text{KClO}_3 + \text{Na}_2\text{SnO}_2 \rightarrow \text{KCl} + \text{Na}_2\text{SnO}_3$
54. $\text{KMnO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
55. $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
56. $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
57. $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$
58. $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
59. $\text{MnO}_2 + \text{HBr} \rightarrow \text{MnBr}_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O}$
60. $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$
61. $\text{MnO}_2 + \text{NaI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{I}_2$
62. $\text{MnO}_4^{-1} + \text{Fe}^{+2} + \text{H}^{+1} \rightarrow \text{Mn}^{+2} + \text{Fe}^{+3} + \text{H}_2\text{O}$
63. $\text{MnO}_4^{-1} + \text{I}^{-1} + \text{H}^{+1} \rightarrow \text{Mn}^{+2} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
64. $\text{MnO}_4^{-1} + \text{SO}_3^{-2} + \text{H}^{+1} \rightarrow \text{Mn}^{+2} + \text{SO}_4^{-2} + \text{H}_2\text{O}$
65. $\text{NaBiO}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Bi}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
66. $\text{P} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}$
67. $\text{P}_4 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}$
68. $\text{SO}_2 + \text{MgO} \rightarrow \text{MgSO}_3$
69. $\text{SO}_4^{-2} + \text{Pb}^{+2} \rightarrow \text{PbSO}_4$
70. $\text{Zn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
71. $\text{Zn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
72. $\text{ZnO} + \text{C} \rightarrow \text{Zn} + \text{CO}$

Tabela de Cátions

<i>NOX Fixo</i>	
H ⁺¹	Hidrogênio
Li ⁺¹	Lítio
Na ⁺¹	Sódio
K ⁺¹	Potássio
Rb ⁺¹	Rubídio
Cs ⁺¹	Césio
Fr ⁺¹	Frâncio
Ag ⁺¹	Prata

Mg ⁺²	Magnésio
Ca ⁺²	Cálcio
Sr ⁺²	Estrôncio
Ba ⁺²	Bário
Ra ⁺²	Rádio
Zn ⁺²	Zinco
Cd ⁺²	Cádmio

Bi ⁺³	Bismuto
Al ⁺³	Alumínio

<i>Cátions de Não Metais</i>	
H ₃ O ⁺¹	Hidroxônio
NH ₄ ⁺¹	Amônio

<i>NOX Variável</i>	
Cu ⁺¹	Cobre I ou cuproso
Cu ⁺²	Cobre II ou cúprico
(Hg ₂) ⁺²	Mercúrio I ou Mercuroso
Hg ⁺²	Mercúrio II ou Mercúrico
Au ⁺¹	Ouro I ou auroso
Au ⁺³	Ouro III ou Áurico
Fe ⁺²	Ferro II ou Ferroso
Fe ⁺³	Ferro III ou Férrico
Cr ⁺²	Cromo II ou Cromoso
Cr ⁺³	Cromo III ou Crômico
Ni ⁺²	Níquel II ou Niqueloso
Ni ⁺³	Níquel III ou Niquélico
Co ⁺²	Cobalto II ou Cobaltoso
Co ⁺³	Cobalto III ou Cobáltico
Pb ⁺²	Chumbo II ou Plumboso
Pb ⁺⁴	Chumbo IV ou Plúmbico
Sn ⁺²	Estanho II ou Estanoso
Sn ⁺⁴	Estanho IV ou Estânico
Mn ⁺²	Manganês II ou manganoso
Mn ⁺³	Manganês III
Mn ⁺⁴	Manganês IV ou Mangânico

Tabela de ânions

<i>NOX -1</i>	
OH ⁻¹	hidroxila
F ⁻¹	Fluoreto
Cl ⁻¹	Cloreto
ClO ⁻¹	Hipoclorito
ClO ₂ ⁻¹	Clorito
ClO ₃ ⁻¹	Clorato
ClO ₄ ⁻¹	Perclorato
Br ⁻¹	Brometo
I ⁻¹	Iodeto
NO ₂ ⁻¹	Nitrito
NO ₃ ⁻¹	Nitrato
CN ⁻¹	Cianeto
MnO ₄ ⁻¹	Permanganato
IO ⁻¹	Hipoiodito
IO ₂ ⁻¹	Iodito
IO ₃ ⁻¹	Iodato
IO ₄ ⁻¹	periodato
<i>NOX -2</i>	
O ⁻²	Óxido
S ⁻²	Sulfeto
SO ₃ ⁻²	Sulfito
SO ₄ ⁻²	Sulfato
C ₂ O ₄ ⁻²	Oxalato
CrO ₄ ⁻²	Cromato
Cr ₂ O ₇ ⁻²	Dicromato
MnO ₃ ⁻²	Manganito
MnO ₄ ⁻²	Manganato
CO ₃ ⁻²	Carbonato
<i>Outros</i>	
P ⁻³	Fosfeto
PO ₄ ⁻³	Fosfato
PO ₃ ⁻¹	Metafosfato
H ₂ PO ₂ ⁻¹	Hipofosfito
N ⁻³	Nitreto
BO ₃ ⁻³	Borato
HPO ₃ ⁻²	Fosfito
HCO ₃ ⁻¹	Bicarbonato
Fe(CN) ₆ ⁻³	Ferricianeto
Fe(CN) ₆ ⁻⁴	Ferrocianeto

