

Sais e Óxidos Inorgânicos

Gabriel Braun



1K.1 Os sais inorgânicos

- 1K.1a A formação dos sais
- 1K.1b Os nomes dos sais
- 1K.1c As classes dos sais

1K.2 Os óxidos inorgânicos

- 1K.2a A nomenclatura dos óxidos
- 1K.2b Óxidos iônicos e óxidos covalentes
- 1K.2c Óxidos básicos, ácidos e anfóteros
- 1K.2d Óxidos neutros
- 1K.2e Peróxidos, superóxidos e tendências periódicas

1K.3 Espécies descritivas e materiais inorgânicos

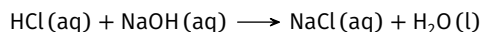
- 1K.3a Carbonatos, bicarbonatos e calcários
- 1K.3b Cal, cimento e gesso
- 1K.3c Dióxido de carbono, dióxido de silício e silicatos
- 1K.3d Alumina, ferrugem e óxidos metálicos de transição

1K.1 Os sais inorgânicos

Os sais ocupam uma posição natural na Química Inorgânica porque aparecem como produtos de neutralização, como constituintes de minerais, como reagentes de laboratório e como materiais de uso corrente. Em muitos casos, a compreensão de um sal depende de três perguntas simples. De que ácido ele pode ser derivado? De que base ele pode ser derivado? E como sua fórmula traduz essa origem? Quando essas perguntas são respondidas em sequência, a nomenclatura deixa de ser uma convenção isolada e passa a refletir a própria estrutura química do composto.

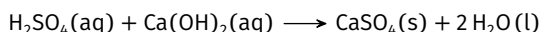
1K.1a A formação dos sais

Um sal pode ser entendido, em primeira aproximação, como o composto resultante da substituição do hidrogênio ionizável de um ácido por um cátion. Essa substituição aparece com clareza nas reações de neutralização. Quando o ácido clorídrico reage com o hidróxido de sódio, forma-se cloreto de sódio:



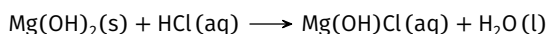
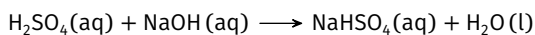
No produto, o cátion Na^+ provém da base e o ânion Cl^- provém do ácido. O sal pode, portanto, ser lido como a combinação entre a parte positiva da base e a parte negativa do ácido.

A mesma lógica se aplica a sais mais complexos. O sulfato de cálcio, por exemplo, pode ser obtido a partir do ácido sulfúrico e do hidróxido de cálcio:



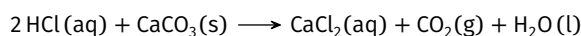
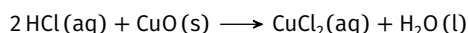
Nesse caso, a neutralização é total. Todos os hidrogênios ionizáveis do ácido foram substituídos pelo cátion Ca^{2+} , e todos os grupos OH^- da base foram consumidos na formação de água.

Quando a neutralização é parcial, o sal retém parte da estrutura do ácido ou da base. O hidrogenossulfato de sódio e o hidroxocloreto de magnésio ilustram essas possibilidades:



No primeiro caso, a fórmula do sal ainda conserva um hidrogênio ionizável derivado do ácido. No segundo, a fórmula ainda conserva um grupo hidroxila derivado da base. Essas diferenças estruturais serão importantes na classificação dos sais.

Os sais também podem ser obtidos por outras rotas além da neutralização direta. Um ácido pode reagir com um óxido básico, um carbonato ou um metal, e, em muitos desses casos, um sal é novamente produzido:



Essas reações mostram que a noção de sal é mais ampla do que o caso particular da neutralização entre ácido e hidróxido. Ainda assim, a origem ácido-base continua sendo a forma mais útil de interpretar sua composição e sua nomenclatura.

1K.1b Os nomes dos sais

A nomenclatura dos sais segue uma regra simples na aparência, mas muito expressiva em conteúdo: o nome do sal é construído a partir do nome do ânion e do nome do cátion. O ponto decisivo, portanto, é reconhecer como o ânion deriva do ácido de origem e como o cátion deriva da base ou do composto que o fornece.

Nos sais derivados de hidrácidos, a terminação do nome do ânion é, em geral, **-eto**. Assim, o ácido clorídrico origina o ânion cloreto, o ácido bromídrico origina o ânion brometo, e o ácido sulfídrico origina o ânion sulfeto. Os nomes dos sais seguem imediatamente dessa transformação:

Ácido	Ânion	Sal	Nome do sal
HCl	Cl^-	NaCl	cloreto de sódio
HBr	Br^-	KBr	brometo de potássio
HI	I^-	CaI_2	iodeto de cálcio
H_2S	S^{2-}	FeS	sulfeto de ferro(II)
HCN	CN^-	KCN	cianeto de potássio

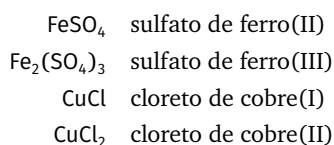
Nos sais derivados de oxoácidos, a mudança principal ocorre na terminação do nome do ânion. Em linhas gerais, um ácido terminado em **-oso** origina um ânion terminado em **-ito**, e um ácido terminado em **-ico** origina um ânion terminado em **-ato**. Esse padrão deve ser aprendido logo no início, porque ele organiza grande parte da nomenclatura inorgânica:

Nome do ácido	Nome do ânion
...oso	...ito
...ico	...ato
hipo-...-oso	hipo-...-ito
per-...-ico	per-...-ato

A aplicação dessa regra é imediata em muitos sais correntes:

Ácido	Ânion	Sal	Nome do sal
HNO ₂	NO ₂ ⁻	NaNO ₂	nitrito de sódio
HNO ₃	NO ₃ ⁻	KNO ₃	nitrato de potássio
H ₂ SO ₃	SO ₃ ²⁻	CaSO ₃	sulfito de cálcio
H ₂ SO ₄	SO ₄ ²⁻	Na ₂ SO ₄	sulfato de sódio
H ₃ PO ₄	PO ₄ ³⁻	AlPO ₄	fosfato de alumínio
HClO	ClO ⁻	NaClO	hipoclorito de sódio
HClO ₄	ClO ₄ ⁻	KClO ₄	perclorato de potássio

Quando o cátion pode apresentar mais de um número de oxidação, a nomenclatura de Stock deve ser usada, como já ocorreu com os hidróxidos. O nome do cátion é então seguido de seu NOX em algarismos romanos:



Esses exemplos deixam claro que a fórmula do sal e o NOX do cátion se esclarecem mutuamente. Cada ânion contribui com sua carga; o conjunto deve ser eletricamente neutro; o NOX do cátion é então determinado pela neutralidade do composto.

ATENÇÃO

O nome do sal não é dado pelo nome do ácido inteiro, mas pelo nome do ânion derivado do ácido. Por isso, o ácido sulfúrico não gera “sulfúrico de sódio”, mas **sulfato de sódio**.

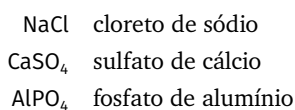
Em alguns sais muito usuais, sobrevivem nomes tradicionais que continuam amplamente empregados. O hidrogenocarbonato de sódio, NaHCO₃, é frequentemente chamado de bicarbonato de sódio; o sulfato duplo de potássio e alumínio, KAl(SO₄)₂, é conhecido como alúmen. Esses nomes devem ser reconhecidos, mas a lógica sistemática da nomenclatura deve permanecer como referência principal.

A nomenclatura dos sais se apoia na origem ácido-base do composto. O ânion conserva a memória do ácido de origem, e o cátion conserva a memória da base ou do composto que o fornece.

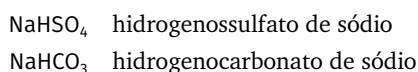
1K.1c As classes dos sais

Os sais não formam uma classe única e uniforme. Sua composição permite distinguir diferentes subclasses, e essas distinções são importantes porque ajudam a interpretar tanto a fórmula quanto o modo de formação do composto.

O caso mais simples é o do **sal normal** ou **sal neutro**, em que todos os hidrogênios ionizáveis do ácido foram substituídos por cátions, e nenhum grupo hidroxila foi retido da base. O cloreto de sódio, o sulfato de cálcio e o fosfato de alumínio pertencem a essa classe:

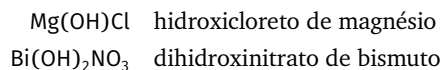


Quando o sal ainda conserva hidrogênio ionizável proveniente do ácido, ele é um **sal ácido** ou **hidrogenossal**. O hidrogenossulfato de sódio e o hidrogenocarbonato de sódio são exemplos característicos:

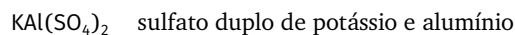


Nesses casos, o ácido de origem não foi neutralizado completamente.

Quando o sal ainda conserva um ou mais grupos hidroxila provenientes da base, ele é um **sal básico** ou **hidroxissal**. O hidroxidocloreto de magnésio, Mg(OH)Cl, e o hidroxinitrato de bismuto, Bi(OH)₂NO₃, ilustram essa classe. Eles podem ser vistos como produtos de neutralização parcial da base:

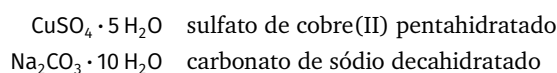


Há ainda os **sais duplos**, que contêm dois cátions diferentes ou dois ânions diferentes em proporção definida no mesmo retículo cristalino. O alúmen de potássio, KAl(SO₄)₂, é um exemplo clássico:



Em muitos casos, esses sais se cristalizam com água de hidratação, o que introduz uma nova característica descritiva.

Finalmente, muitos sais aparecem como **sais hidratados**, nos quais moléculas de água fazem parte do cristal. O sulfato de cobre(II) pentahidratado e o carbonato de sódio decahidratado são exemplos comuns:



A água de hidratação não altera a identidade fundamental do sal, mas modifica propriedades como cor, densidade e estabilidade ao aquecimento.

ESTRUTURA E COMPORTAMENTO NÃO SÃO A MESMA COISA

A classificação de um sal como normal, ácido, básico, duplo ou hidratado é uma classificação estrutural. Ela não coincide, necessariamente, com o efeito da substância sobre a solução aquosa. Um sal ácido, por exemplo, não é chamado assim porque sua solução tenha sempre caráter ácido, mas porque sua fórmula ainda contém hidrogênio ionizável.

Os sais podem ser classificados estruturalmente como normais, ácidos, básicos, duplos ou hidratados. Essa classificação ajuda a interpretar a fórmula e o modo de formação do composto.

1K.2 Os óxidos inorgânicos

Os óxidos ocupam uma posição central na Química Inorgânica porque conectam a estrutura eletrônica dos elementos à sua reatividade mais característica. Eles aparecem na combustão, na corrosão, nos minerais, nos materiais cerâmicos, na atmosfera e em muitos reagentes de laboratório. Também fornecem uma das ilustrações mais claras da relação entre posição periódica, tipo de ligação e comportamento químico. Quando se reconhece a natureza de um óxido, torna-se mais fácil prever se ele reagirá com água, com ácidos ou com bases, se exibirá caráter básico, ácido ou anfótero, e até mesmo que tipo de material ele tende a formar.

1K.2a A nomenclatura dos óxidos

Um óxido é um composto binário do oxigênio com outro elemento, em que o oxigênio aparece, em regra, como o elemento mais eletronegativo. Essa definição inclui tanto compostos iônicos, como Na₂O e MgO, quanto compostos moleculares ou covalentes reticulares, como CO₂ e SiO₂. Ela não deve ser confundida com a ideia mais ampla de “composto que contém oxigênio”, pois nem todo composto oxigenado é um óxido. Hidróxidos, oxoácidos e sais oxigenados pertencem a outras classes. Também convém separar os

óxidos das espécies em que o oxigênio não se encontra no NOX usual dos óxidos comuns, como os peróxidos e superóxidos, que serão discutidos mais adiante.

A nomenclatura dos óxidos depende do tipo de elemento com que o oxigênio está combinado. Quando o elemento forma um único óxido importante, o nome é geralmente direto:

óxido de + nome do elemento

Essa é a situação mais simples, típica de muitos metais com NOX fixo.

Fórmula	Elemento	NOX	Nome
Na ₂ O	Na	+1	óxido de sódio
CaO	Ca	+2	óxido de cálcio
MgO	Mg	+2	óxido de magnésio
Al ₂ O ₃	Al	+3	óxido de alumínio

Quando o elemento pode apresentar mais de um NOX importante, a nomenclatura de Stock é a forma mais clara de nomeação:

óxido de + nome do elemento + (NOX)

Nessa forma de nomear, o NOX do elemento central aparece explicitamente no nome, o que evita ambiguidades.

Fórmula	Elemento	NOX	Nome
FeO	Fe	+2	óxido de ferro(II)
Fe ₂ O ₃	Fe	+3	óxido de ferro(III)
Cu ₂ O	Cu	+1	óxido de cobre(I)
CuO	Cu	+2	óxido de cobre(II)
SnO	Sn	+2	óxido de estanho(II)
SnO ₂	Sn	+4	óxido de estanho(IV)

A fórmula e o nome se esclarecem mutuamente, pois, nos óxidos comuns, o oxigênio contribui com NOX -2. Assim, a determinação do NOX do outro elemento segue diretamente da neutralidade elétrica da fórmula.

Nos óxidos moleculares, especialmente nos formados por não metais, também é frequente a nomenclatura sistemática com prefixos numéricos. Nesse caso, o número de átomos de cada elemento é indicado diretamente no nome. Essa forma de nomeação é particularmente útil quando se deseja manter a fórmula molecular em primeiro plano.

Fórmula	Elemento	NOX	Nome
CO	C	+2	monóxido de carbono
CO ₂	C	+4	dióxido de carbono
SO ₂	S	+4	dióxido de enxofre
SO ₃	S	+6	trióxido de enxofre
N ₂ O ₃	N	+3	trióxido de dinitrogênio
N ₂ O ₅	N	+5	pentóxido de dinitrogênio

Em muitos contextos escolares, a nomenclatura de Stock e a sistemática coexistem, mas a escolha deve ser consistente com o tipo de composto e com a clareza desejada. Em óxidos iônicos e em óxidos de metais com NOX variável, a nomenclatura de Stock é geralmente a mais informativa. Em óxidos moleculares de não metais, a sistemática costuma tornar a fórmula molecular mais transparente.

ATENÇÃO

A nomenclatura dos óxidos não deve ser misturada com a dos ânions oxigenados. CO₂ é dióxido de carbono, não carbonato; SO₃ é trióxido de enxofre, não sulfato. Carbonatos e sulfatos são sais, não óxidos.

A nomenclatura dos óxidos depende da natureza do elemento central e do modo como se deseja explicitar a fórmula. Em compostos iônicos, a nomenclatura de Stock é particularmente útil; em óxidos moleculares, os prefixos numéricos frequentemente oferecem a leitura mais direta.

1K.2b Óxidos iônicos e óxidos covalentes

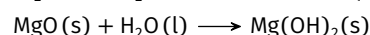
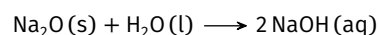
Os óxidos não constituem uma classe uniforme. Alguns são melhor descritos como compostos iônicos; outros, como compostos covalentes moleculares; outros ainda, como sólidos covalentes reticulares. Essa distinção é importante porque ela antecipa propriedades físicas e químicas muito diferentes.

Os **óxidos iônicos** são típicos de metais fortemente eletropositivos. Neles, o oxigênio aparece, em primeira aproximação, como O²⁻, e o sólido consiste em uma rede de íons. O óxido de sódio e o óxido de magnésio são exemplos típicos:

Na₂O rede iônica de Na⁺ e O²⁻

MgO rede iônica de Mg²⁺ e O²⁻

Esses compostos apresentam pontos de fusão elevados e, quando reagem com água, revelam o forte caráter básico do íon óxido:



A reação do óxido de magnésio com água é menos vigorosa do que a do óxido de sódio, mas a tendência geral permanece: óxidos iônicos de metais muito eletropositivos exibem caráter básico.

Os **óxidos covalentes moleculares** são típicos de não metais, especialmente em altos estados de oxidação. O dióxido de carbono e o dióxido de enxofre são exemplos clássicos:

CO₂ molécula discreta

SO₂ molécula discreta

Nesses casos, as moléculas são individualizadas, e o sólido, quando existe, é mantido por interações intermoleculares relativamente fracas. Esses óxidos tendem a exibir caráter ácido, seja reagindo diretamente com água, seja reagindo com bases.

Há também **óxidos covalentes reticulares**, entre os quais o dióxido de silício é o exemplo mais importante. O SiO₂ não é uma molécula simples análoga ao CO₂; ele forma uma rede covalente extensa. Essa diferença estrutural explica por que o dióxido de silício é um sólido duro, de alto ponto de fusão, e pouco reativo em água, enquanto o dióxido de carbono é um gás:

CO₂ óxido covalente molecular

SiO₂ óxido covalente reticular

A fórmula, por si só, não basta para prever o comportamento do composto; a natureza da ligação e a estrutura do sólido precisam ser consideradas.

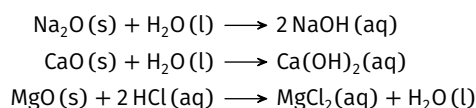
MESMA FÓRMULA EMPÍRICA, COMPORTAMENTO DIFERENTE

CO₂ e SiO₂ são ambos óxidos ácidos, mas não devem ser imaginados como estruturas semelhantes. O primeiro é molecular; o segundo é uma rede covalente extensa. Essa diferença estrutural domina suas propriedades físicas e sua reatividade.

1K.2c Óxidos básicos, ácidos e anfóteros

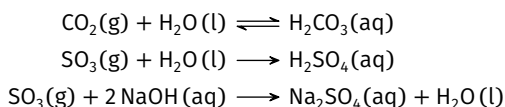
A classificação ácido-base dos óxidos é uma das aplicações mais claras das tendências periódicas. Em termos gerais, os metais mais eletropositivos formam óxidos básicos, os não metais formam óxidos ácidos, e elementos de comportamento intermediário formam óxidos anfóteros. Essa progressão não é um artifício classificatório; ela reflete o equilíbrio entre caráter metálico, eletronegatividade e tipo de ligação com o oxigênio.

Os **óxidos básicos** reagem com ácidos para formar sal e água. Muitos deles também reagem com água para formar bases. Os exemplos mais importantes são os óxidos dos metais alcalinos e alcalino-terrosos:



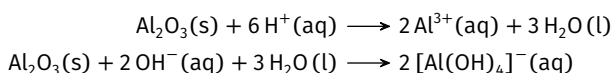
A segunda reação mostra que, mesmo quando a reação com água não é intensa, o caráter básico do óxido se revela claramente diante de um ácido.

Os **óxidos ácidos** reagem com bases para formar sal e água. Muitos deles podem ser vistos como anidridos de oxoácidos, pois se convertem no ácido correspondente ao reagirem com água:

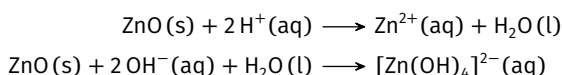


Nem todos os óxidos ácidos reagem com água com a mesma facilidade, mas todos se caracterizam, em alguma medida, pela tendência a reagir com bases.

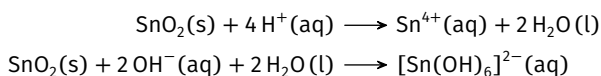
Os **óxidos anfóteros** reagem tanto com ácidos quanto com bases fortes. Essa classe aparece com especial nitidez em elementos de fronteira, como alumínio, zinco, estanho e chumbo. O óxido de alumínio é o exemplo mais importante:



O mesmo tipo de comportamento aparece no óxido de zinco:



e no dióxido de estanho:



Essas reações mostram que o anfoterismo é um comportamento sistemático, não uma exceção casual.

A tendência ao longo do terceiro período ilustra bem essa classificação. Os óxidos de sódio e magnésio são básicos; o óxido de alumínio é anfótero; os óxidos de silício, fósforo e enxofre são ácidos. Essa sequência traduz, em linguagem química, a diminuição do caráter metálico ao longo do período.

ATENÇÃO

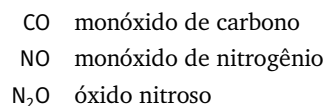
O fato de um óxido ser metálico não garante, por si só, que ele seja apenas básico. Óxidos como Al_2O_3 , ZnO e SnO_2 mostram que a posição periódica e o estado de oxidação do elemento central precisam ser levados em conta.

A classificação dos óxidos em básicos, ácidos e anfóteros organiza sua reatividade de forma simples e poderosa. Ela traduz diretamente tendências periódicas e diferenças estruturais entre metais, não metais e elementos de fronteira.

1K.2d Óxidos neutros

Alguns óxidos não reagem com água para formar ácidos ou bases, e também não reagem facilmente com ácidos ou bases em condições usuais. Esses compostos são chamados **óxidos neutros**. Eles não exibem, de modo marcante, nem caráter ácido, nem caráter básico, nem anfótero. Essa classe é menos numerosa do que as anteriores, mas é importante porque impede que a classificação dos óxidos seja reduzida a apenas três comportamentos.

Os exemplos mais importantes são o monóxido de carbono, CO , o monóxido de nitrogênio, NO , e o óxido nitroso, N_2O :



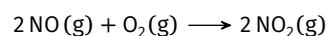
Esses compostos são moleculares e, em condições comuns, não originam diretamente ácidos ou bases por simples reação com a água. Por isso, não devem ser confundidos com óxidos ácidos apenas porque são óxidos de não metais.

O monóxido de carbono é especialmente importante porque, embora seja classificado como óxido neutro, é quimicamente muito ativo em outros contextos. Ele pode atuar como agente redutor e participa de processos metalúrgicos importantes:



Sua neutralidade, portanto, se refere ao comportamento ácido-base, e não a uma ausência geral de reatividade.

O monóxido de nitrogênio também ilustra bem esse ponto. Ele é um óxido neutro em termos ácido-base, mas reage com oxigênio do ar para formar dióxido de nitrogênio:



O produto, NO_2 , já não é um óxido neutro; ele participa da química dos óxidos ácidos e da formação de ácido nítrico em presença de água. A neutralidade de NO , portanto, não impede que ele seja um intermediário importante na química atmosférica e industrial do nitrogênio.

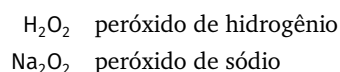
O óxido nitroso, N_2O , completa esse grupo de exemplos. Ele também não apresenta caráter ácido-base acentuado em água e é classificado como óxido neutro. Sua importância é mais descritiva do que estrutural, pois aparece em contextos laboratoriais e históricos como gás anestésico.

A presença dos óxidos neutros mostra que a classificação ácido-base dos óxidos precisa ser usada com precisão. Muitos óxidos de metais são básicos, muitos óxidos de não metais são ácidos, alguns são anfóteros, mas há também espécies que permanecem fora dessas três classes em condições usuais.

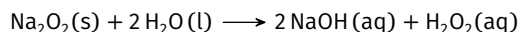
Óxidos neutros são espécies que não exibem caráter ácido, básico ou anfótero de modo marcante em condições usuais. CO , NO e N_2O são os exemplos mais importantes, e sua neutralidade se refere especificamente ao comportamento ácido-base.

1K.2e Peróxidos, superóxidos e tendências periódicas

Nem todos os compostos binários do oxigênio com outro elemento pertencem à classe dos óxidos comuns. Nos **peróxidos**, o oxigênio aparece com $\text{NOX} - 1$ e a estrutura contém o grupo O_2^{2-} . No peróxido de hidrogênio e no peróxido de sódio, por exemplo, a ligação $\text{O}-\text{O}$ está presente:

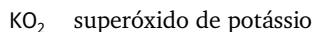


Essa diferença de estrutura implica diferença de comportamento químico. O peróxido de sódio, por exemplo, reage com água formando hidróxido de sódio e peróxido de hidrogênio:

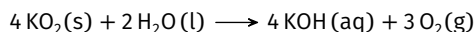


O peróxido de hidrogênio, por sua vez, é uma espécie particularmente importante porque pode atuar tanto como agente oxidante quanto como agente redutor, dependendo do meio e do reagente com que entra em contato.

Nos **superóxidos**, o grupo característico é O_2^- , e o NOX médio do oxigênio é $-1/2$. O superóxido de potássio é o exemplo mais importante:



Ele reage com água liberando oxigênio e formando hidróxido de potássio:



A química dos superóxidos mostra que, nos elementos mais eletropositivos, a combinação com o oxigênio pode produzir uma série de espécies distintas, cuja estabilidade depende do tamanho do cátion e de fatores estruturais.

Essas espécies especiais não devem ser tratadas como simples exceções de nomenclatura. Elas são importantes porque revelam um princípio mais amplo: a química do oxigênio varia conforme o tamanho do cátion, a natureza da ligação e a possibilidade de estabilização de unidades como O_2^{2-} e O_2^- .

As tendências periódicas ajudam a organizar esse quadro. Metais muito eletropositivos tendem a formar óxidos fortemente básicos. Não metais em altos NOX tendem a formar óxidos ácidos. Elementos de fronteira tendem ao anfoterismo. Entre os metais alcalinos, o aumento do raio do cátion favorece a estabilização de espécies maiores e menos compactas do oxigênio, como peróxidos e superóxidos. A Tabela Periódica, portanto, não apenas sugere o caráter ácido ou básico dos óxidos comuns; ela também ajuda a entender por que diferentes formas oxigenadas aparecem em diferentes regiões da tabela.

O NOX DO OXIGÊNIO

Nos óxidos comuns, o oxigênio tem NOX -2 . Nos peróxidos, o NOX é -1 . Nos superóxidos, o NOX médio é $-1/2$. Esse é um dos exemplos mais importantes de variação de NOX de um mesmo elemento em classes próximas de compostos.

Os peróxidos e superóxidos mostram que a química do oxigênio não se esgota nos óxidos comuns. Essas espécies enriquecem a classificação e reforçam a conexão entre estrutura, NOX e tendências periódicas.

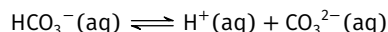
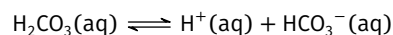
1K.3 Espécies descritivas e materiais inorgânicos

A Química Inorgânica torna-se mais nítida quando os compostos deixam de ser vistos apenas como fórmulas isoladas e passam a ser reconhecidos como substâncias reais, presentes em rochas, materiais de construção, vidros, solos, metais e processos industriais. Muitos dos sais e óxidos mais importantes aparecem justamente nesse nível descritivo. Eles mostram como a composição química se traduz em propriedades, reatividade e aplicações. Nesta seção, o objetivo é reunir algumas famílias particularmente importantes e mostrar como elas se conectam à química dos materiais.

1K.3a Carbonatos, bicarbonatos e calcários

Os carbonatos e bicarbonatos estão entre os sais mais importantes da Química Inorgânica descritiva. Eles aparecem em minerais,

águas naturais, materiais de construção, antiácidos, fermentos e em um grande número de processos industriais. O ânion carbonato, CO_3^{2-} , deriva do ácido carbônico, H_2CO_3 , e o ânion hidrogenocarbonato, HCO_3^- , representa a forma parcialmente neutralizada do mesmo ácido. A relação entre essas espécies é uma das mais importantes de toda a química dos sais:



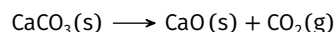
Essa sequência explica por que carbonatos e bicarbonatos pertencem à mesma família química e por que ambos aparecem com tanta frequência em sistemas naturais e tecnológicos.

O carbonato de cálcio, CaCO_3 , é o membro mais importante dessa família do ponto de vista geológico e tecnológico. Ele é o principal constituinte do calcário, do mármore, da giz e de muitas conchas e esqueletos calcários. Sua baixa solubilidade em água está na origem de sua abundância como mineral, mas sua reatividade com ácidos o torna quimicamente muito expressivo:



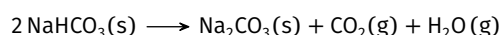
A liberação de dióxido de carbono é a marca característica da reação de um carbonato com um ácido. Essa efervescência é uma das observações mais úteis em análise qualitativa e em experimentos simples de laboratório.

O aquecimento do carbonato de cálcio leva à sua decomposição térmica:



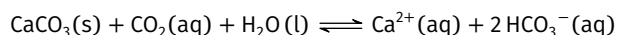
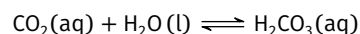
Essa reação está no centro da produção de cal a partir do calcário. O sólido formado, CaO , é a cal virgem; o gás liberado é o dióxido de carbono. Assim, o carbonato de cálcio ocupa uma posição central na química dos materiais de construção.

O carbonato de sódio, Na_2CO_3 , e o hidrogenocarbonato de sódio, NaHCO_3 , têm importância diferente. O primeiro, também chamado barrilha, é um sal básico de grande uso industrial. O segundo, conhecido como bicarbonato de sódio, é um hidrogenossal amplamente usado em química doméstica e industrial. O bicarbonato se decompõe com relativa facilidade ao aquecimento:



Essa reação ajuda a explicar sua utilização em fermentos químicos e em sistemas em que a liberação de gás é desejável.

A família carbonato-bicarbonato também é importante em águas naturais. A dissolução de dióxido de carbono em água e sua interação com carbonatos pouco solúveis participam do equilíbrio químico de rios, lagos, cavernas calcárias e aquíferos:



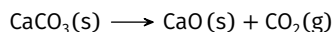
Essas transformações mostram que carbonatos e bicarbonatos pertencem a uma química ampla, que envolve sais, ácidos, gases dissolvidos e minerais.

Carbonatos e bicarbonatos formam uma família química central na Inorgânica. Eles conectam ácidos polipróticos, sais pouco solúveis, liberação de CO_2 e química de minerais e materiais.

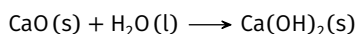
1K.3b Cal, cimento e gesso

A química do cálcio fornece uma das pontes mais diretas entre Química Inorgânica e ciência dos materiais. A cal, o cimento e o gesso são materiais de uso cotidiano, mas sua preparação e seu comportamento dependem de transformações químicas muito características de óxidos, hidróxidos e sais hidratados.

A **cal virgem** é o óxido de cálcio, CaO , obtido pela decomposição térmica do carbonato de cálcio:

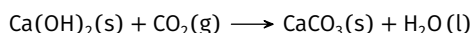


O óxido de cálcio é um óxido básico. Sua reação com água é fortemente exotérmica e conduz ao hidróxido de cálcio:



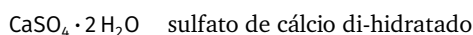
O produto, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, é a **cal hidratada** ou **cal apagada**. Esse composto é menos agressivo que a cal virgem, mas continua sendo uma base importante e um reagente muito usado em argamassas, correção de acidez do solo e tratamento de água.

A exposição da cal hidratada ao dióxido de carbono do ar conduz novamente ao carbonato de cálcio:



Essa transformação, chamada carbonatação, é uma das razões pelas quais argamassas à base de cal endurecem ao longo do tempo. O sistema calcário, cal virgem, cal hidratada, calcário constitui, portanto, um ciclo químico descritivamente muito importante.

O **gesso** tem composição diferente. Ele é baseado no sulfato de cálcio hidratado, especialmente o di-hidratado, $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$:



Quando aquecido cuidadosamente, esse composto perde parte da água de hidratação e fornece uma forma parcialmente desidratada que, misturada com água, endurece novamente por reidratação. É essa reversibilidade parcial que torna o gesso útil em moldes, revestimentos e acabamentos.

O **cimento** é mais complexo do que a cal ou o gesso, porque não corresponde a um único composto definido. Ele é uma mistura de silicatos e aluminatos de cálcio obtida pela calcinação de matérias-primas adequadas e pela posterior moagem do clínquer com pequenas quantidades de gesso. Mesmo assim, a química do cálcio continua no centro do processo. O comportamento do cimento envolve reações de hidratação, formação de fases sólidas e endurecimento progressivo da pasta. Embora uma descrição detalhada dessas fases pertença a um estudo mais especializado, é importante reconhecer desde já que o cimento é um material fortemente ancorado na química de óxidos e sais de cálcio.

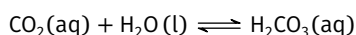
Assim, cal, gesso e cimento fornecem três exemplos muito instrutivos. A cal mostra a química de um óxido básico e de um hidróxido. O gesso mostra a importância da água de hidratação nos sais. O cimento mostra que materiais industriais relevantes podem depender de misturas complexas de compostos inorgânicos, e não apenas de uma substância pura.

A química do cálcio ilustra de maneira exemplar a passagem da fórmula ao material. Cal, gesso e cimento resultam de transformações entre carbonatos, óxidos, hidróxidos e sais hidratados.

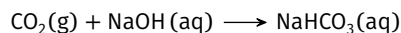
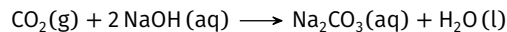
1K.3c Dióxido de carbono, dióxido de silício e silicatos

O dióxido de carbono e o dióxido de silício fornecem uma comparação particularmente instrutiva. Ambos são óxidos ácidos, ambos têm fórmulas do tipo EO_2 , mas suas propriedades físicas e químicas são profundamente diferentes. Essa diferença mostra com clareza que a fórmula empírica, por si só, não basta para descrever o comportamento de um composto.

O dióxido de carbono, CO_2 , é um óxido molecular. Suas moléculas são discretas, lineares e mantidas próximas umas das outras apenas por interações intermoleculares fracas. Essa estrutura explica seu estado gasoso em condições usuais. Em água, ele participa do equilíbrio que conduz ao ácido carbônico:

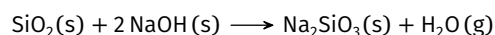


Em presença de bases, reage prontamente para formar carbonatos ou bicarbonatos:



Essa química torna o dióxido de carbono central tanto em sistemas naturais quanto em processos industriais e laboratoriais.

O dióxido de silício, SiO_2 , apresenta comportamento muito diferente porque não é molecular. Ele forma uma rede covalente extensa, na qual cada átomo de silício se encontra ligado a átomos de oxigênio em uma estrutura tridimensional. Essa organização explica seu alto ponto de fusão, sua dureza e sua baixa reatividade em água. Embora seja um óxido ácido, o SiO_2 não reage com água para formar um ácido em condições usuais. Seu caráter ácido se revela melhor diante de bases fortes ou em processos de fusão alcalina:



ou, em termos mais gerais, pela formação de silicatos.

Os **silicatos** são sais derivados de ácidos silícicos e constituem uma família imensa de compostos naturais e artificiais. Boa parte da crosta terrestre é formada por minerais silicatados. Vidros, cerâmicas e muitos materiais de construção dependem diretamente da química dos silicatos. Em um primeiro contato, o ponto mais importante não é decorar fórmulas específicas de minerais, mas compreender que a química do silício conduz naturalmente a estruturas reticulares e a uma grande diversidade de sais complexos, em contraste com a simplicidade molecular do dióxido de carbono.

A comparação entre CO_2 e SiO_2 é particularmente valiosa porque mostra que dois óxidos ácidos podem diferir radicalmente em estrutura e reatividade. O primeiro é molecular, volátil e facilmente envolvido em equilíbrios em solução. O segundo é reticular, pouco volátil e quimicamente muito mais resistente. Essa oposição é uma das mais esclarecedoras da Química Inorgânica.

MESMA ESTEQUIOMETRIA, ESTRUTURAS MUITO DIFERENTES

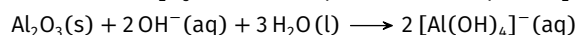
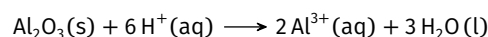
As fórmulas CO_2 e SiO_2 sugerem uma analogia simples, mas a estrutura dos compostos é muito diferente. O dióxido de carbono é molecular; o dióxido de silício é uma rede covalente extensa.

A comparação entre CO_2 e SiO_2 mostra que a estequiometria não determina, sozinha, o comportamento químico. Estrutura e tipo de ligação são decisivos.

1K.3d Alumina, ferrugem e óxidos metálicos de transição

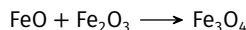
Alguns dos materiais inorgânicos mais importantes são óxidos metálicos de transição ou de metais de fronteira. Entre eles, a alumina e os óxidos de ferro ocupam posição de destaque. Eles são exemplos muito úteis porque unem estrutura, nomenclatura, estado de oxidação, materiais e transformações redox.

A **alumina** é o óxido de alumínio, Al_2O_3 . Ela ocorre na natureza em minerais como a bauxita e o coríndon, e é um dos materiais mais importantes da indústria do alumínio e de materiais cerâmicos. Quimicamente, a alumina merece atenção especial porque é um óxido anfótero. Em meio ácido, dissolve-se com formação de sais de alumínio; em meio fortemente básico, dissolve-se com formação de aluminatos:



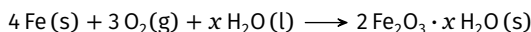
Esse comportamento confirma a posição intermediária do alumínio entre metais fortemente básicos e não metais formadores de óxidos ácidos.

Os **óxidos de ferro** introduzem outro aspecto importante: a multiplicidade de estados de oxidação. O ferro forma, entre outros, o óxido de ferro(II), FeO, o óxido de ferro(III), Fe₂O₃, e o óxido misto Fe₃O₄, que pode ser interpretado como uma combinação de FeO e Fe₂O₃:



Essa variedade mostra que um mesmo elemento pode originar diferentes óxidos, cada qual com propriedades próprias.

A **ferrugem** é um caso particularmente importante. Em sentido estrito, ela não corresponde a um único composto puro, mas a uma mistura complexa de óxidos hidratados e hidróxidos de ferro(III), formada na corrosão do ferro em presença de oxigênio e água. Em uma descrição simplificada, pode-se representar a transformação global por:



O ponto importante, do ponto de vista descritivo, é que a ferrugem é o resultado visível de um processo redox e de hidratação. Ela não funciona como camada protetora eficiente, razão pela qual a corrosão do ferro costuma prosseguir.

Isso contrasta fortemente com o alumínio. O metal alumínio forma rapidamente uma camada fina e aderente de Al₂O₃ em sua superfície. Essa camada é compacta e protetora, o que explica a relativa resistência do alumínio à corrosão em muitas condições. A comparação entre ferrugem e alumina protetora é uma das mais instrutivas da Química Inorgânica dos materiais.

Alguns óxidos metálicos de transição também são importantes como pigmentos, catalisadores e materiais funcionais. O óxido de ferro(III), por exemplo, está associado à cor avermelhada de muitos solos e minerais. O óxido misto Fe₃O₄, conhecido como magnetita, possui propriedades magnéticas importantes. Assim, a química dos óxidos metálicos não se limita à nomenclatura ou à classificação ácido-base; ela se estende às propriedades macroscópicas e às aplicações.

Alumina e óxidos de ferro mostram que a Química Inorgânica dos materiais depende tanto da composição quanto do estado de oxidação e da estrutura do sólido. O comportamento de um óxido metálico não é determinado apenas pelo nome da classe a que ele pertence.

Nível 1

1K.01

A fórmula do sal nitrato de cálcio é:

- A** CaNO₂ **B** CaNO₃ **C** Ca(NO₂)₂
D Ca(NO₃)₂ **E** Ca₂(NO₂)₃

1K.02

A fórmula do sal sulfeto férrico é:

- A** FeSO₃ **B** Fe₂(SO₃)₃ **C** FeS
D Fe₂S₃ **E** Fe₂(SO₄)₃

1K.03

A fórmula do sal pirossulfato de potássio é:

- A** K₂SO₄ **B** KSO₄ **C** K₂S₂O₇ **D** K₄S₂O₇ **E** K₂S₂O₆

1K.04

A fórmula do sal metafosfato de amônio é:

- A** NH₄PO₃ **B** (NH₄)₃PO₄ **C** NH₄HPO₄
D (NH₄)₂HPO₄ **E** Na₄P₂O₇

1K.05

Todas as opções a seguir apresentam um sal ácido, ou hidrogenossal, **exceto**:

- A** NaHCO₃ **B** Ca(HSO₃)₂ **C** CaHPO₃
D NaHS **E** Al(H₂PO₃)₂

1K.06

Todas as opções a seguir apresentam um sal ácido, ou hidrogenossal, **exceto**:

- A** NaH₂PO₂ **B** NaHSO₃ **C** KH₂PO₄
D K₂HPO₄ **E** Ca(H₂PO₄)₂

1K.07

Qual das opções apresenta um sal ácido, ou hidrogenossal, de caráter básico?

- A** CaCO₃ **B** Ca(HCO₃)₂ **C** CaSO₃
D CaSO₄ **E** Ca(HSO₄)₂

1K.08

Qual das opções apresenta um sal ácido, ou hidrogenossal, de caráter ácido?

- A** Na₂CO₃ **B** NaHCO₃ **C** Na₂SO₃ **D** Na₂SO₄ **E** NaHSO₄

1K.09

Qual das opções a seguir apresenta um sal neutro de caráter neutro?

- A** Na₂CO₃ **B** NaHCO₃ **C** Na₂SO₃ **D** Na₂SO₄ **E** NaHSO₄

1K.10

Todas as opções a seguir apresentam um sal neutro de caráter ácido, **exceto**:

- A** (NH₄)₂SO₄ **B** FeCl₃ **C** Al₂(SO₄)₃
D CaCl₂ **E** NH₄Cl

1K.11

A nomenclatura para o sal Na₂SiO₃ é:

- A** silicato de sódio **B** metassilicato de sódio
C pirossilicato de sódio **D** silicato de dissódio
E metassilicato de dissódio

1K.12

A nomenclatura para o sal $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ é:

- A** cromato de amônio
- B** metacromato de amônio
- C** dicromato de amônio
- D** cromito de amônio
- E** dicromato de amônio

1K.13

A nomenclatura para o sal K_2MnO_4 é:

- A** permanganato de potássio
- B** manganato de potássio
- C** permanganato de dipotássio
- D** manganato de potássio
- E** manganito de potássio

1K.14

A nomenclatura para o sal $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ é:

- A** cianato ferroso
- B** cianato férrico
- C** tiocianato ferroso
- D** tiocianato férrico
- E** tiosulfato férrico

1K.15

Assinale a alternativa em que a mistura das soluções diluídas colocadas ocorre com formação de um precipitado vermelho-tijolo:

- A** $\text{AgNO}_3 + \text{NaI}$
- B** $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{CaCl}_2$
- C** $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{NaI}$
- D** $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Mg}(\text{NO}_3)_2$
- E** $\text{AgNO}_3 + \text{Na}_2\text{CrO}_4$

1K.16

Assinale a alternativa em que a mistura das soluções colocadas **não** ocorre formação de precipitado:

- A** $\text{AgNO}_3 + \text{NaI}$
- B** $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{CaCl}_2$
- C** $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CaCl}_2$
- D** $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Mg}(\text{NO}_3)_2$
- E** $\text{AgNO}_3 + \text{Na}_2\text{CrO}_4$

1K.17

Assinale a alternativa em que a mistura das soluções diluídas colocadas ocorre com formação de um precipitado de cor verde:

- A** $\text{MgCl}_2 + \text{NaOH}$
- B** $\text{CsCl} + \text{KOH}$
- C** $\text{CrCl}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2$
- D** $\text{CuSO}_4 + \text{NaOH}$
- E** $\text{CaSO}_4 + \text{KNO}_3$

1K.18

Assinale a alternativa em que a mistura das soluções diluídas colocadas ocorre com formação de um precipitado de cor branca:

- A** $\text{MgCl}_2 + \text{NaOH}$
- B** $\text{CsCl} + \text{KOH}$
- C** $\text{CrCl}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2$
- D** $\text{CuSO}_4 + \text{NaOH}$
- E** $\text{CaSO}_4 + \text{KNO}_3$

1K.19

A nomenclatura para o sal $\text{Pb}(\text{OH})_2\text{Cl}_2$ é:

- A** cloreto dibásico de chumbo
- B** diidroxicloreto de chumbo
- C** dicloreto dibásico plumboso
- D** diidroxicloreto dibásico plumboso
- E** cloreto dibásico plúmbico

1K.20

A nomenclatura para o sal $\text{Pb}(\text{OH})_2\text{Cl}_2$ é:

- A** cloreto dibásico de chumbo
- B** diidroxicloreto de chumbo
- C** dicloreto dibásico plumboso
- D** diidroxicloreto dibásico plumboso
- E** cloreto dibásico plúmbico

1K.21

O sal $\text{Cu}_2\text{SO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ é chamado:

- A** sulfito cúprico hidratado
- B** sulfato cúprico dihidratado
- C** sulfito cuproso dihidratado
- D** sulfato cuproso dihidratado
- E** sulfito cuproso hidratado

1K.22

Ao misturar soluções aquosas diluídas de sulfito de sódio e ácido clorídrico:

- A** ocorre reação devido à formação de precipitado
- B** ocorre reação devido à liberação de gás
- C** ocorre reação devido à formação de base fraca
- D** ocorre reação de simples troca, deslocamento
- E** não ocorre reação

1K.23

Ao misturar soluções aquosas diluídas de acetato de sódio e ácido nítrico:

- A** ocorre reação devido à formação de precipitado
- B** ocorre reação devido à liberação de gás
- C** ocorre reação devido à formação de ácido fraco
- D** ocorre reação devido à formação de base fraca
- E** ocorre reação devido à formação de água

1K.24

A produção de ácido fosfórico industrial é feita a partir da reação de fosfato de cálcio, apatita, e ácido sulfúrico concentrado. Sobre esta reação, é correto afirmar:

- A é uma reação de simples troca
- B é uma reação de oxirredução
- C ocorre formação de precipitado e eletrólito fraco
- D ocorre devido à formação de gás e eletrólito fraco
- E ocorre devido à formação de precipitado e gás

1K.25

Assinale a alternativa em que a relação entre o sal e a aplicação no cotidiano está incorreta:

- A NaCl — conservante de alimentos
- B $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ — tratamento de água
- C CaF_2 — produção de ácido fluorídrico
- D NaClO — água sanitária
- E NH_4NO_3 — salitre

1K.26

Todos os óxidos a seguir são classificados como iônicos, **exceto**:

- A Li_2O
- B Na_2O
- C BeO
- D MgO
- E Fe_2O_3

1K.27

Todos os óxidos a seguir são classificados como moleculares, **exceto**:

- A CO_2
- B SiO_2
- C SO_2
- D SeO_2
- E ClO_2

1K.28

A reação do dióxido de nitrogênio com água produz o(s) ácido(s) de fórmula:

- A HNO_2
- B $\text{HNO}_3 + \text{N}_2\text{O}$
- C $\text{HNO}_2 + \text{HNO}_3$
- D HN_3
- E $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_4$

1K.29

A reação do anidrido permangânico com hidróxido de potássio em meio aquoso produz o sal de fórmula:

- A KMnO_3
- B K_2MnO_3
- C KMnO_4
- D K_2MnO_4
- E KMnO_2

1K.30

A fórmula do anidrido clórico é:

- A Cl_2O_3
- B ClO_2
- C Cl_2O_5
- D ClO_3
- E Cl_2O_7

1K.31

Qual das alternativas a seguir apresenta um par de óxidos ácidos, sendo um deles ametalico e o outro metálico?

- A SeO_2 e Cr_2O_3
- B ClO_2 e MnO
- C CO e CrO_3
- D SiO_2 e PbO_2
- E BrO_2 e MoO_3

1K.32

A reação do trióxido de difósforo com soda cáustica em meio aquoso e diluído produz:

- A $\text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- B $\text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- C $\text{Na}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- D $\text{Na}_2\text{HPO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- E $\text{NaH}_2\text{PO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

1K.33

A reação do monóxido de cloro com hidróxido de cálcio em meio aquoso produz:

- A $\text{Ca}(\text{ClO})_2 + \text{H}_2\text{O}$
- B $\text{Ca}(\text{ClO}_2)_2 + \text{H}_2\text{O}$
- C $\text{Ca}(\text{ClO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
- D $\text{Ca}(\text{ClO})_2 + \text{Ca}(\text{ClO}_2)_2 + \text{H}_2\text{O}$
- E $\text{Ca}(\text{ClO}_2)_2 + \text{Ca}(\text{ClO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$

1K.34

Todos os óxidos a seguir são classificados como básicos, **exceto**:

- A Li_2O
- B Na_2O
- C BeO
- D MgO
- E FeO

1K.35

A reação entre o óxido cúprico e ácido clorídrico em meio aquoso produz:

- A $\text{CuCl} + \text{H}_2\text{O}$
- B $\text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- C $\text{CuCl}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- D $\text{CuCl} + \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- E $\text{CuCl}_2 + \text{CuCl}_4 + \text{H}_2\text{O}$

1K.36

A ordem crescente de caráter ácido dos óxidos MnO, Mn_2O_3 e Mn_2O_5 é:

- A $\text{MnO} < \text{Mn}_2\text{O}_3 < \text{Mn}_2\text{O}_5$
- B $\text{Mn}_2\text{O}_5 < \text{Mn}_2\text{O}_3 < \text{MnO}$
- C $\text{Mn}_2\text{O}_3 < \text{Mn}_2\text{O}_5 < \text{MnO}$
- D $\text{Mn}_2\text{O}_3 < \text{MnO} < \text{Mn}_2\text{O}_5$
- E $\text{Mn}_2\text{O}_5 < \text{MnO} < \text{Mn}_2\text{O}_3$

1K.37

Sobre os óxidos de cromo III, óxido de ferro II e óxido de ferro III, pode-se afirmar:

- A todos eles são classificados como básicos
- B todos eles são classificados como ácidos
- C todos eles são classificados como anfóteros
- D o de maior caráter básico é o Fe_2O_3
- E o de maior caráter ácido é o Cr_2O_3

1K.38

Assinale a opção em que o óxido mencionado **não** é anfótero:

- A ZnO
- B Al_2O_3
- C PbO
- D SrO
- E SnO_2

1K.39

A reação entre o óxido de berílio e o hidróxido de potássio em solução aquosa produz o sal berilato de potássio, que apresenta fórmula:

- A** KBeO_2 **B** K_2BeO_2 **C** KBeO **D** K_2BeO **E** K_4BeO_3

1K.40

A reação entre o óxido de alumínio e a soda cáustica em meio aquoso produz o sal aluminato de sódio, que apresenta fórmula:

- A** NaAlO_2 **B** Na_2AlO_2 **C** Na_3AlO_3 **D** NaAl_2O_4 **E** Na_2AlO_3

1K.41

Sobre o óxido Fe_3O_4 , é **incorreto** afirmar que:

- A** seu mineral é conhecido como magnetita
B é um exemplo de óxido salino
C os seus óxidos simples que o formam são classificados como básicos
D apresenta átomos de ferro com estados de oxidação +2 e +3
E a sua reação com ácido clorídrico produz como único sal o cloreto férrico

1K.42

Sobre o óxido Pb_3O_4 , é correto afirmar que:

- A** todos os átomos de chumbo apresentam estado de oxidação +2
B todos os átomos de chumbo apresentam estado de oxidação +4
C possui átomos de chumbo com estado de oxidação +3
D sua nomenclatura é óxido plumboso-plumbico
E seu mineral é conhecido como hematita

1K.43

Assinale a alternativa que **não** apresenta um exemplo de peróxido:

- A** Li_2O_2 **B** Na_2O_2 **C** CaO_2 **D** BaO_2 **E** SnO_2

1K.44

Sobre os peróxidos, é **incorreto** afirmar:

- A** apresentam átomos de oxigênio com estado de oxidação -1
B os peróxidos orgânicos podem ser utilizados na adição de HBr a alcenos anti-Markovnikov
C o ácido $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$ apresenta um grupo peróxido
D o ácido H_2SO_5 apresenta um grupo peróxido
E o peróxido de hidrogênio apresenta grande estabilidade ao calor e aquecimento

1K.45

Sobre o peróxido de hidrogênio, pode-se afirmar que:

- A** sua forma P.A. para análise é conhecida como peridrol, um explosivo
B decompõe-se com facilidade na presença de luz ou calor
C na presença da enzima catalase presente no sangue, libera gás oxigênio
D sofre redução na presença de permanganato de potássio em meio ácido, produzindo O_2
E água oxigenada 30 volumes é aquela em que 1 L da solução produz 30 L de O_2 nas CNTP

1K.46

A fórmula do superóxido de potássio é:

- A** K_2O **B** K_2O_2 **C** KO_2 **D** KO_3 **E** K_2O_4

1K.47

Qual dos seguintes superóxidos não existe?

- A** RbO_2 **B** $\text{Ca}(\text{O}_2)_2$ **C** CsO_2 **D** OsO_4 **E** $\text{Ba}(\text{O}_2)_2$

1K.48

A reação do superóxido de potássio com ácido clorídrico e posterior aquecimento produz:

- A** $\text{KCl} + \text{H}_2\text{O}_2$ **B** $\text{KCl} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{O}_2$
C $\text{KCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ **D** $\text{K}(\text{OH})\text{Cl} + \text{O}_2$
E $\text{K}(\text{OH})\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$

1K.49

A queima de magnésio metálico ao ar produz um óxido e um nitreto que, ao serem adicionados em água:

- A** tornam a solução com fenolftaleína incolor
B tornam a solução com alaranjado de metila com cor laranja
C tornam a solução com vermelho de metila com cor vermelha
D tornam a solução com azul de bromotimol com cor amarela
E mudam a coloração do papel de tornassol para azul

1K.50

A decomposição térmica total do oxalato de cálcio produz dois óxidos gasosos em que um deles:

- A** torna a solução com fenolftaleína rosa
B torna a solução com alaranjado de metila com cor amarela
C torna a solução com vermelho de metila com cor amarela
D torna a solução com azul de bromotimol com cor amarela
E muda a coloração do papel de tornassol para azul

Nível 2

1K.51

O nitrato de amônio é um sal cuja decomposição térmica é explosiva, liberando muita energia. Foi o sal do acidente do porto de Beirute, no Líbano. **Escreva** a reação de neutralização total ácido-base que produz este sal e os produtos da decomposição térmica do mesmo. Dica: um dos compostos produzidos é um óxido neutro, ou indiferente.

1K.52

Os fertilizantes NPK são aqueles que apresentam os elementos nitrogênio, fósforo e potássio, sendo considerados essenciais para a produção agrícola. Dois deles são o $K(NH_4)_2PO_4$ e o KH_2PO_4 . **Apresente** a nomenclatura para estes sais duplos e **escreva** a reação de neutralização total para a produção destes sais.

1K.53

O sulfato de alumínio é um sal muito utilizado em estações de tratamento de água junto com água de cal, no processo conhecido como floculação. **Escreva** a reação que ocorre nesse processo e **identifique** o composto insolúvel formado que atua como agente floculante.

1K.54

O perclorato de potássio é um sal utilizado para fabricação de fogos de artifício. Sua decomposição térmica é extremamente exotérmica. **Apresente** a reação de neutralização total que produz este sal e os produtos da sua decomposição térmica. Dica: o gás produzido torna intensa a chama, ao se acender um palito de fósforo.

1K.55

O cloreto férrico e o sulfato de alumínio são sais neutros de caráter ácido, ou seja, ao serem dissolvidos em água, tornam o meio ácido, $pH < 7$. **Explique** o motivo a partir de uma reação ácido-base de Lewis formando íons complexos.

1K.56

Apresente os produtos da reação do monóxido de cloro com hidróxido de bário em meio aquoso, apresentando a nomenclatura oficial dos produtos formados.

1K.57

O óxido de alumínio é considerado um óxido anfótero, pois neutraliza tanto ácidos como bases de Arrhenius. **Apresente** as reações deste óxido com ácido clorídrico e com soda cáustica e **apresente** a nomenclatura oficial dos compostos formados.

1K.58

Qual a diferença entre os minerais magnetita e hematita? **Identifique** a fórmula de cada um desses minerais e **apresente** a reação de cada um deles com ácido sulfúrico diluído.

1K.59

Considere uma solução de água oxigenada de 50 volumes.

Calcule a concentração de peróxido de hidrogênio nesta solução.

1K.60

Explique o funcionamento das máscaras de oxigênio em um avião a partir do superóxido de potássio.

Justifique, a partir desta reação, por que orienta-se que os passageiros, ao colocarem a máscara, devem respirar normalmente, mantendo a calma.

Gabarito: Nível 1

1K.01	C	1K.02	D	1K.03	C	1K.04	A	1K.05	C	1K.06	A
1K.07	B	1K.08	E	1K.09	D	1K.10	D	1K.11	B	1K.12	C
1K.13	B	1K.14	D	1K.15	E	1K.16	D	1K.17	C	1K.18	A
1K.19	E	1K.20	E	1K.21	D	1K.22	B	1K.23	C	1K.24	C
1K.25	E	1K.26	C	1K.27	B	1K.28	C	1K.29	C	1K.30	C
1K.31	E	1K.32	D	1K.33	D	1K.34	C	1K.35	B	1K.36	A
1K.37	E	1K.38	D	1K.39	B	1K.40	A	1K.41	E	1K.42	D
1K.43	E	1K.44	E	1K.45	D	1K.46	C	1K.47	D	1K.48	C
1K.49	E	1K.50	D								