



Unidade 9: Conteúdo 16 – ELETROQUÍMICA

Objetivos:

- Compreender os conceitos fundamentais para o estudo de eletroquímica.
- Determinar o número de oxidação dos elementos presentes em uma substância.
- Reconhecer um processo de óxido-redução a partir de sua equação química.
- Representar uma cela galvânica como sugerido pela IUPAC (União Internacional de Química pura e Aplicada).
- Reconhecer os componentes de uma cela galvânica e sua representação na forma de figura.

ELETROQUÍMICA

A eletroquímica é o ramo da química que trabalha com o uso de reações químicas espontâneas para produzir eletricidade, e com o uso da eletricidade para forçar as reações químicas não-espontâneas a acontecerem.

1. Número de oxidação – nox

Quando dois átomos de diferentes eletronegatividades se ligam por covalência, a nuvem eletrônica fica mais próxima do átomo de maior eletronegatividade. Portanto, nas substâncias moleculares, não existem de fato cargas reais positivas e negativas. É por comodidade didática que atribuímos carga elétrica aos átomos de uma molécula. O número que mede essa carga aparente, presente nas substâncias moleculares que possuem ligações polares, bem como a carga do íon, chama-se **número** ou **estado de oxidação**.

Generalizando, podemos dizer que: **Número de oxidação é: o número que mede a carga real ou aparente de uma espécie química.**

Regras para atribuição de nox

Veremos, a seguir, um conjunto de regras que permite a determinação dos números de oxidação de uma maneira bastante simples.

1. O nox de dos átomo em uma substância simples é sempre igual a zero.
2. O nox de um íon monoatômico é sempre igual à sua própria carga.
3. Num íon composto, o somatório dos nox é igual à carga total do íon.
4. A soma dos nox de todos os átomos de uma substância química é sempre igual a zero.
5. Existem elementos que apresentam nox fixo em seus compostos:
 - Metais alcalinos (elementos da família IA: Li, Na, K, Rb, Cs, Fr): tem nox é sempre igual a +1.
 - Metais alcalino-terrosos (elementos da família IIA –Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra): tem nox é sempre igual a +2.
 - Os metais prata (Ag) zinco (Zn) alumínio (Al): Ag = +1 Zn = +2 Al = tem nox igual a +3.
 - O elemento flúor (F), por ser o mais eletronegativo de todos os elementos, será tem nox sempre igual a 1.
6. O nox do elemento hidrogênio pode ser +1 e -1. O nox do hidrogênio será +1 quando ele estiver ligado a um elemento mais eletronegativo e será -1 quando estiver ligado a um elemento mais eletropositivo.
7. O nox do elemento oxigênio (O), na maioria dos compostos, é igual a -2 .

Quando o oxigênio se liga ao flúor, originando o composto OF_2 , o oxigênio apresenta nox igual a +2, pois o flúor sempre apresenta nox igual a -1 e a soma dos **nox** deve ser sempre igual a zero.

Quando o elemento oxigênio participa de compostos binários, que apresentam o grupo $(O_2)^{2-}$ denominados peróxidos, o seu nox será igual a -1. É fácil descobrir se o nox do oxigênio no composto binário é -1, pois estará ligado a um elemento que possui sempre nox fixo (grupos IA e IIA), logo, ele será a incógnita.

8. Os halogênios apresentam nox igual a -1 quando combinados com metais ou hidrogênio, em compostos binários.

Determinação do nox

Com o auxílio das regras para atribuição de nox, podemos calcular o nox dos átomos participantes de uma infinidade de substâncias químicas.

Nox dos átomos em compostos moleculares

Como descobrir o número de oxidação do fósforo na substância H_3PO_4 ?

Como o hidrogênio está ligado a elementos mais eletronegativos, seu nox é +1, enquanto que o nox do oxigênio é -2. Sabendo que o somatório dos nox de todos os átomos deverá ser igual a zero, podemos determinar o nox do fósforo (P) através da equação : $3 \cdot (+1) + x + 4 \cdot (-2) = 0$, onde x representa a carga apresentada pelo fósforo na substância. Resolvendo a equação: $x = +5$

Nox dos átomos em compostos iônicos

Vamos determinar o nox do enxofre no composto iônico $Al_2(SO_4)_3$, sabendo que são conhecidos os nox : Al = +3 e O = -2 . Denominando de x a carga do enxofre, teremos a equação: $2 \cdot (+3) + 3x + 12 \cdot (-2) = 0$. Resolvendo a equação determinamos x como sendo +6.



Nox dos átomos em íons compostos

Um íon composto é o produto da combinação de espécies químicas que apresentam carga + ou - devido à "perda" ou "ganho" de elétrons pelo agrupamento. Assim, a carga do íon composto corresponde à soma algébrica de todos os nox dos átomos constituintes.

Vejam alguns exemplos: **Cr₂O₇²⁻ íon dicromato**: Nox conhecido: O = -2, Carga do íon = 2 nox do Cr = ?

Considerando que a carga do íon é 2 e denominando de **x** a carga do cromo, teremos a equação:

$$2x + 7 \cdot (-2) = 2 \text{ onde } x = +6$$

NH₄⁺ cátion amônio: Nox conhecido: H = +1, Carga do íon = 1⁺, nox do N = ?

Considerando que a carga do íon é 1⁺ e denominando de **x** a carga do nitrogênio, teremos a equação:

$$x + 4 \cdot (+1) = +1 \text{ onde } x = 3.$$

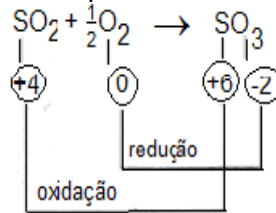
2. Equações de oxi-redução

As reações estudadas nesse capítulo são particularmente reações de oxi-redução.

A chave para escrever e balancear equações de reações redox é considerar os processos de redução e oxidação separadamente.

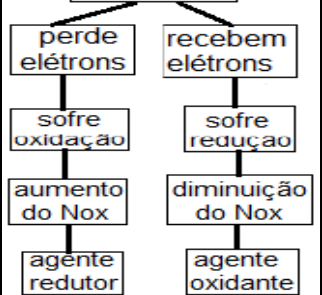
A substância que **reduz** (recebe elétrons - o valor do nox diminui) é o **agente oxidante**, e a substância de **oxida** (perde elétrons - o valor do nox aumenta) é o **agente redutor**.

Exemplo:



agente oxidante = O₂ (sofreu redução)
agente redutor = SO₂ (sofreu oxidação)

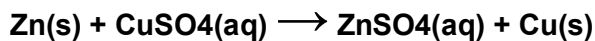
elemento



2. Pilhas

As pilhas, conhecidas também por células galvânicas, são dispositivos nos quais: uma reação química espontânea é usada para gerar uma corrente elétrica.

Uma pilha consiste de dois eletrodos, ou condutores metálicos, e um ou dois eletrólitos, um meio condutor iônico. Uma das células galvânicas cujo funcionamento é mais simples de entender é a pilha de Daniell baseada na reação:



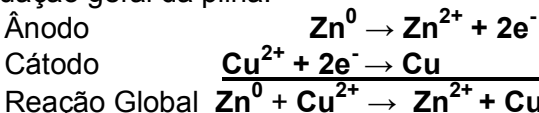
Os átomos de Zn são convertidos em Zn²⁺ em um dos compartimentos, liberando elétrons para o circuito externo, como mostra a semirreação de oxidação: **Zn(s) → Zn²⁺(aq) + 2e⁻**

Dizemos então, que o eletrodo de zinco é o pólo negativo ou **ânodo**.

Os elétrons transferidos do Zn passam através do circuito externo até o outro compartimento, onde os íons Cu²⁺ são convertidos em Cu como mostra a semirreação de redução: **Cu²⁺(aq) + 2e⁻ → Cu(s)**

Dizemos então que o eletrodo de cobre é o pólo positivo ou **cátodo**.

A soma das duas semirreações de oxidação e de redução nos fornece a equação geral da pilha:



As duas soluções eletrolíticas são ligadas através de uma ponte salina fechando o circuito interno. Essa ponte nada mais é que um tubo contendo uma solução de um sal que não interfere no processo, KCl por exemplo. Ela impede o acúmulo de cargas elétricas nas soluções eletrolíticas permitindo a migração dos íons de uma semicélula à outra.

Após um tempo de funcionamento da pilha notamos no ânodo a corrosão da chapa de zinco e o aumento da concentração de íons Zn²⁺ na solução. No cátodo observa-se deposição de cobre metálico e uma diminuição da concentração de íons Cu²⁺ na solução.

A União Internacional de Química Pura e Aplicada (IUPAC) propôs uma maneira esquemática para representar uma cela galvânica que permite descrever de modo rápido e simples esse tipo de dispositivo.

Após certo tempo

Corrosão da placa

deposição de um metal vermelho

Solução ganha cátions Zn²⁺

Solução vai perdendo a cor azul

<http://www.cooemsuacasa.com.br/ebook/pages/7827.htm>

Para a pilha de Daniell:
Zn(s)/Zn²⁺(aq)//Cu²⁺(aq)/Cu(s)



2.1. Potencial de eletrodo

O potencial de oxidação (E_{oxi}) de um eletrodo indica sua tendência a sofrer oxidação, ou seja, a liberar elétrons. Já o potencial de redução (E_{red}), indica a tendência do eletrodo a ganhar elétrons sofrendo redução.

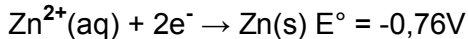
Devido a influência da temperatura e da concentração no potencial de eletrodo, convencionou-se que sua medida fosse realizada a 25°C , em solução 1mol/L e à pressão de 1atm . Desse modo, tem-se o potencial padrão do eletrodo (E°).

Um voltímetro é um aparelho que fornece as diferenças de potencial elétrico entre os pólos de uma pilha (ΔE). Para determinar os E_{oxi} e E_{red} das diversas espécies, foi escolhido como padrão o eletrodo de hidrogênio, ao qual foi atribuído o potencial de 0 volt . Confrontando todos os metais com o eletrodo padrão de hidrogênio, obteve-se seus E° que são organizados em tabelas.

2.2. Diferença de potencial da pilha e sua espontaneidade

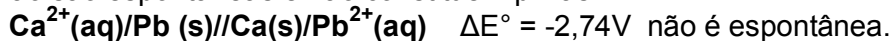
A diferença de potencial padrão de uma pilha corresponde à diferença entre os potenciais de redução ou de oxidação das espécies envolvidas:

$\Delta E^{\circ} = E^{\circ}_{\text{catodo}} - E^{\circ}_{\text{anodo}}$ Para a pilha de Daniell:



O valor positivo de ΔE° indica que a reação ocorre espontaneamente no sentido indicado pela equação. Valores negativos de ΔE° indicam que a reação não é espontânea no sentido indicado pela equação, ocorrendo espontaneamente a reação inversa.

Como as reações que ocorrem em uma pilha são espontâneas, o valor de ΔE° sempre será positivo. Se não forem positivas não são espontâneas e não constituem pilhas.



Resumo:

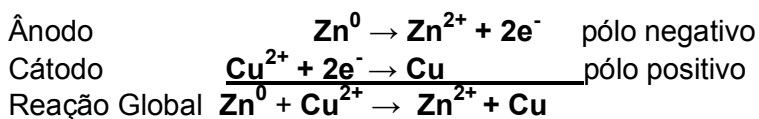
A **eletroquímica** é o ramo da química que trabalha com o uso de reações químicas espontâneas para produzir eletricidade, e com o uso da eletricidade para forçar as reações químicas não-espontâneas a acontecerem.

Número de oxidação (nox) é o número que mede a carga real ou aparente de uma espécie química.

Determinação do nox: com o auxílio das regras para atribuição de nox, podemos calcular o nox dos átomos participantes de uma infinidade de substâncias químicas.

A substância que reduz (recebe elétrons - o valor do nox diminui) é o agente oxidante, e a substância de oxida (perde elétrons - o valor do nox aumenta) é o agente redutor.

As pilhas, conhecidas também por células galvânicas, são dispositivos nos quais: uma reação química espontânea é usada para gerar uma corrente elétrica. Uma pilha consiste de dois eletrodos, ou condutores metálicos, e um ou dois eletrólitos, um meio condutor iônico. Uma das células galvânicas cujo funcionamento é mais simples de entender é a pilha de Daniell baseada na reação:

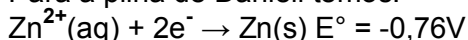


Representação para a pilha de Daniell: Ânodo (pólo negativo) $\text{Zn}(\text{s})/\text{Zn}^{2+}(\text{aq})//\text{Cu}^{2+}(\text{aq})/\text{Cu}(\text{s})$ Cátodo (pólo positivo)

O **potencial de oxidação** (E_{oxi}) de um eletrodo indica sua tendência a sofrer **oxidação**, ou seja, a liberar elétrons. Já o potencial de **redução** (E_{red}), indica a tendência do eletrodo a ganhar elétrons sofrendo **redução**.

A diferença de potencial padrão (ΔE°) de uma pilha corresponde à diferença entre os potenciais de redução ou de oxidação das espécies envolvidas: $\Delta E^{\circ} = E^{\circ}_{\text{catodo}} - E^{\circ}_{\text{anodo}}$

Para a pilha de Daniell temos:

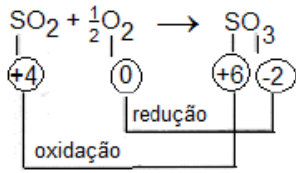


O **valor positivo de ΔE° indica que a reação ocorre espontaneamente** no sentido indicado pela equação. Como as reações que ocorrem em uma pilha são espontâneas, o valor de ΔE° sempre será positivo. **Se não forem positivas não são espontâneas e não constituem pilhas.**



Nome do aluno(a): _____ EJA III sala: _____ nota: _____ (0-2,0)

Atividade de produção da unidade 9 – C16: ELETROQUÍMICA



1. Na reação, Identifique os agentes: oxidante e redutor:

- A() S é o agente redutor; O é o agente oxidante.
B() O é o agente oxidante; S é o agente oxidante.
C() S é o agente redutor; O é o agente oxidante.

2) Dada a representação da reação **Zn(s)/Zn²⁺(aq)//Cu²⁺(aq)/Cu(s)**, marque a opção resposta

- A() é representado primeiro o cátodo e depois o ânodo.
B() é representado primeiro o ânodo e depois o cátodo.
C() é representado primeiro o cátodo e depois o cátodo.

3) Na reação: **SO₂ + ½ O₂ → SO₃** as variações do valor do nox são, EXCETO:

- A() S tem nox +4 e passa a nox +6.
B() S tem nox 0 e passa a nox +2.
C() O tem nox 0 e passa a nox -2.

4) Para a pilha de Daniell, na Reação Global **Zn⁰ + Cu²⁺ → Zn²⁺ + Cu** temos: $\Delta E^\circ = 0,34V - (-0,76V) = +1,10V$, Como as reações que ocorrem em uma pilha são espontâneas, o valor de ΔE° sempre deve ser:

- A() positivo.
B() negativo.
C() neutro.

5) Qual é o conceito de pilhas, são células:

- A() galvânicas, com reações químicas espontânea que geram corrente elétrica.
B() orgânicas, com reações químicas espontânea que geram corrente elétrica.
C() galvânicas, com reações físicas que geram corrente elétrica.

6) Como pode ser calculada a diferença de potencial padrão de uma pilha?

- A() calculando pela fórmula: $\Delta E^\circ = E^\circ \text{ânodo} - E^\circ \text{cátodo}$.
B() calculando pela fórmula: $\Delta H^\circ = H \text{produtos} - H \text{reagentes}$.
C() calculando pela fórmula: $\Delta E^\circ = E^\circ \text{cátodo} - E^\circ \text{ânodo}$.

7) Como podemos saber o nox de uma substância e em uma reação química?

- A() Com o auxílio das regras de atribuição de nox, e cálculos matemáticos.
B() Com o auxílio das regras de atribuição de nox, e tabela periódica.
C() Com o auxílio das regras de atribuição de nox, e adivinhação.

8) Na representação para a pilha de Daniell: Ânodo (pólo negativo) **Zn(s)/Zn²⁺(aq)//Cu²⁺(aq)/Cu(s)** Cátodo (pólo positivo)

- A() ânodo é o pólo positivo e cátodo é o pólo negativo.
B() ânodo é o pólo de produtos e cátodo é o pólo reagentes.
C() ânodo é o pólo negativo e cátodo é o pólo positivo.

9) Segundo a regra de atribuição do nox para os elementos das famílias 1A e 2A, marque a opção correta:

- A() +1 e +2. B() -1 e +2. C() -1 e -2.

10) Segundo a regra de atribuição do nox para os elementos das famílias H e O, marque a opção correta:

- A() +1 e +2. B() -1 e +2. C() +1 e -2.

11) Segundo a regra de atribuição do nox para os elementos Zn e Al, marque a opção correta:

- A() +2 e +3. B() -1 e +2. C() -3 e -2.

This document was created with Win2PDF available at <http://www.win2pdf.com>.
The unregistered version of Win2PDF is for evaluation or non-commercial use only.
This page will not be added after purchasing Win2PDF.