

AULA 06 – Química

ID		
Título: Introdução à Eletroquímica		
Prof. Agnaldo Arroio		
1) Olá, esta é a disciplina de Química no curso de Engenharia da UNIVESP. Esta é a sexta semana e a aula 6.	1) ON – Plano Americano LOCAÇÃO 1 – Corredor do ADM	
2) Tanto as pilhas quanto as baterias são dispositivos capazes de transformar <u>energia química</u> em <u>energia elétrica</u> .	2) ON – Plano Médio LOCAÇÃO 1 – Corredor do ADM	
3) Mas afinal, qual é a diferença entre as pilhas e as baterias?	3) ON – Plano fechado LOCAÇÃO 1 – Corredor do ADM	
VINHETA	NOME DA MATÉRIA: Química AULA 6 - Introdução à Eletroquímica	
4) O processo químico envolvido em uma pilha ou em uma bateria é o mesmo. O que ocorre é uma troca de elétrons entre um <u>agente oxidante</u> ¹ e um <u>agente redutor</u> ² .	4) ON – Plano médio Prof lado DIRETO, sai de quadro Fundo branco <u>ARTE</u> As palavras aparecem na esquerda conforme ele fala, a 2 aparece um pouco antes. <u>agente oxidante</u> ¹ <u>agente redutor</u> ²	
5)OFF Uma <u>corrente elétrica</u> ¹ é o fluxo de elétrons por um circuito. Quando a corrente é gerada quimicamente, os elétrons saem de uma região em que ocorre <u>oxidação</u> ² para uma região em que ocorre <u>redução</u> ³ .	5) OFF <u>ARTE</u> Fazer uma composição com essa imagem aparecendo primeiro, quando o professor falar 1 e depois aparecerem as palavras chaves 2 e 3 sobrepostas.	

		 https://www.google.com.br/url?sa=i&rct=j&q=&esrc=s&source=images&cd=&cad=rja&uact=8&ved=2ahUKewjuhefp7PndAhXLIJAKHZqRCxYQjRx6BAgBEAU&url=https%3A%2F%2Fpixabay.com%2Fpt%2F%2F5C3%25A2mpada-el%25C3%25A9trica-corrente-el%25C3%25A9trica-2722916%2F&psig=AOvVaw3GHRIEOIGcZbgu9Te59REI&ust=1539191300970991	
	6) A oxidação e a redução estão envolvidas na geração de correntes elétricas, as reações redox estão no centro da discussão da eletroquímica.	6) ON – Plano fechado Prof centralizado Fundo branco	
	7) A transferência de elétrons de uma espécie para outra é hoje reconhecida como a etapa essencial da <u>oxidação</u> ¹ e os químicos definem oxidação como sendo a <u>perda de elétrons</u> ² , que podemos <u>ver nessa equação</u> ³ , desconsiderando as espécies para as quais os elétrons migram.	7) ON – Plano médio Prof direita, arte a esquerda Fundo branco ARTE 1-oxidação ¹ 2-perda de elétrons ² 3- $\underline{\text{Mn}^0 \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 2\text{e}^-}$	
	8) O nome <u>redução</u> referia-se à extração de um metal de seu óxido, comumente pela redução do óxido de ferro (III) pelo monóxido de carbono, usada na produção de aço, conforme essa fórmula.	8) ON – Plano médio Prof direita, arte na esquerda - confirmar Fundo branco $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) + 3 \text{CO}(\text{g}) \longrightarrow 2 \text{Fe}(\text{l}) + 3 \text{CO}_2(\text{g})$	
	9)OFF A reação redox é a combinação de oxidação e redução. Reações envolvidas em processos como a <u>respiração</u> ,	9) OFF ARTE Em composição, entram as figuras	

combustão, a corrosão, a fotossíntese, a extração de minérios, entre outras são bons exemplos de reações de oxirredução!

referentes a cada uma das palavras.

Respiração

<https://pixabay.com/pt/urso-polar-urso-respira%C3%A7%C3%A3o-484515/>



Combustão

<https://pxhere.com/pt/photo/1172622>



Corrosão

<https://pixnio.com/pt/objetos/ferrug-em-ferro-fundido-coroa-metal-corrosao-chao-rei>

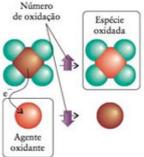
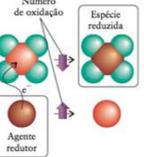


Fotossíntese

<https://pixabay.com/pt/folha-fundo-linhas-folhagem-1551202/>

		 <p><u>extração de minérios</u> https://pixabay.com/pt/escavadeira-1050501/</p> 	
	<p>10) Os químicos encontraram uma maneira de seguir o caminho dos elétrons atribuindo um “<u>número de oxidação</u>” a cada elemento.</p>	<p>10) ON – Plano fechado Prof centralizado Fundo branco</p>	
	<p>11) O número de oxidação, Nox, é definido do seguinte modo: A <u>oxidação</u> corresponde ao <u>aumento do número de oxidação</u>. A <u>redução</u> corresponde à <u>diminuição do número de oxidação</u>.</p>	<p>11) ON – Plano médio Prof na esquerda, arte na direita Fundo branco ARTE <u>Oxidação= aumento do número de oxidação</u> <u>Redução= diminuição do número de oxidação</u></p>	
	<p>12) Uma reação de oxirredução ou redox, portanto, é qualquer reação na qual os números de oxidação se alteram.</p>	<p>12) ON – Plano fechado Prof centralizado Fundo branco</p>	
	<p>13) Nesse exemplo, o magnésio se combina com o cloro, os números de oxidação mudam. O <u>magnésio</u> se oxidou e o <u>cloro</u> se reduziu.</p>	<p>13) ON – Plano médio Prof na esquerda, arte na direita Fundo branco ARTE 1 - quando falar Magnésio, destacar na arte o MG na equação antes e após a seta 2- quando falar Cloro, destacar na equação o Cl ante e após a seta.</p>	

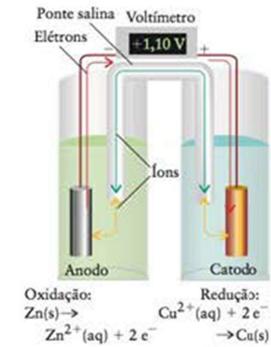
		$\overset{0}{\text{Mg}}(\text{s}) + \overset{2(0)}{\text{Cl}_2}(\text{g}) \longrightarrow \overset{+2}{\text{Mg}}\overset{2(-1)}{\text{Cl}_2}(\text{s})$	
14)	Nessa fórmula, vamos identificar as espécies que sofrem alterações do número de oxidação. De forma semelhante, na reação entre o brometo de sódio e o cloro.	14) ON – Plano médio Prof na direita, arte na esquerda Fundo branco ARTE Efeito na arte, destacar Br antes e após a seta pois os NOx alteram de -1 para 0, assim como o Cl que altera de 0 para -1, antes e após a seta. Número de oxidação = Nox $\overset{2(+1)}{2} \overset{-1}{\text{NaBr}}(\text{s}) + \overset{2(0)}{\text{Cl}_2}(\text{g}) \longrightarrow \overset{2(+1)}{2} \overset{-1}{\text{NaCl}}(\text{s}) + \overset{2(0)}{\text{Br}_2}(\text{l})$	
15)	Sempre que houver uma oxidação, haverá também uma redução. Quando uma espécie perder elétrons, outra espécie necessariamente vai ganhá-los. Então, sempre que uma espécie oxidar, outra irá reduzir.	15) ON – Plano fechado Prof centralizado Fundo branco	
16)	Vamos analisar a formação da “Ferrugem”, veja bem o ferro sólido é oxidado pelo <u>ar úmido</u> ¹ , a espécie que está <u>oxidando</u> ² é o ferro, <u>Semirreação de oxidação</u> ³ , que vocês podem ver nessa equação ao lado. Enquanto é o <u>oxigênio</u> (4) que está reduzindo (5). A <u>equação da Semirreação de redução</u> (6) vai ficar assim:	16) ON – Plano médio Prof na esquerda, arte na direita, prof sai de quadro e fica a fórmula da Semirreação. Fundo branco ARTE 1-ar úmido = O ₂ + H ₂ O 2-oxidar = perder elétrons 3-Semirreação de oxidação = 2Fe _(s) → 2Fe ²⁺ _(s) + 4e ⁻ 4-Oxigênio = O ₂ 5-Reduzindo = ganhando elétrons 6-Semirreação de redução = O _{2(g)} + 2H ₂ O _(l) + 4e ⁻ → 4OH ⁻ _(aq)	
17)	Portanto, somando a Semirreação de oxidação com a de redução, teremos	17) ON – Plano médio Prof na esquerda, arte na direita Fundo branco	

	<p>como resultado a Reação global.</p>	<p>ARTE OBS: na arte fica uma abaixo d outra como uma conta de adição. Semirreação de oxidação: $2\text{Fe}_{(s)} \rightarrow 2\text{Fe}^{2+}_{(s)} + 4e^{-}$ Semirreação de redução: $\text{O}_{2(g)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)} + 4e^{-} \rightarrow 4\text{OH}^{-}_{(aq)}$ Reação global: $2\text{Fe}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow 2\text{Fe}(\text{OH})_{2(s)}$</p>	
	<p>18) OFF</p> <p>O <u>agente oxidante</u> em uma reação redox é a espécie que promove a <u>oxidação</u> e é reduzida no processo. – fig 1</p> <p>O <u>agente redutor</u> em uma reação redox é a espécie que provoca a <u>redução</u> e é oxidada no processo. – Fig 2</p>	<p>18) OFF ARTE Fig.1</p>  <p>Fig 2</p> 	
	<p>19)OFF</p> <p>No exemplo da “Ferrugem”, o Ferro é agente redutor e o oxigênio é o agente oxidante.</p>	<p>19) OFF ARTE Ferro = $\text{Fe}_{(s)}$ Oxigênio = $\text{O}_{2(g)}$</p>	
	<p>20)OFF</p> <p>Por exemplo, Alessandro Volta usou placas de prata e zinco em uma de suas pilhas voltaicas para fazer a reação dessa equação.</p>	<p>20) OFF ARTE https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Volta_A.jpg Alessandro Volta (1745-1827)</p>	

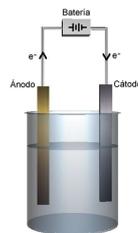
		 <p>ao falar Prata destacar o AG na equação, quando falar Zinco, destacar o Zn na equação, antes e após a seta simultaneamente.</p> $\text{Zn(s)} + 2 \text{Ag}^+ (\text{aq}) \longrightarrow \text{Zn}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{Ag(s)}$	
	<p>21)</p> <p>Para descrever a oxidação do zinco, explicitamente, olhe essa equação.</p> <p><u>Vemos que o Zinco sofre oxidação e perde 2 elétrons, passando de Número de oxidação (Nox) de 0 para 2. Saindo do Zinco metálico e indo para a solução na forma de íon Zn +2</u>¹</p> <p>Agora veja a redução da prata.</p> <p><u>Agora podemos notar que a Prata sofre redução, ganhando 1 elétron. Alterando o NOX de +1 para 0. Nestecaso sainda da solução na forma de íon Ag+ para a Prata metálica!</u>²</p>	<p>21)</p> <p>ON – Plano Médio</p> <p>Prof esquerda – arte direita.</p> <p>Fundo branco</p> <p>ARTE</p> <p>Fig.1</p> $\text{Zn(s)} \longrightarrow \text{Zn}^{2+} (\text{s}) + 2 \text{e}^-$ <p>Fig.2</p> $\text{Ag}^+ (\text{aq}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Ag(s)}$	
	<p>22)</p> <p>As meias-reações expressam as duas contribuições (oxidação e redução) de uma reação redox completa.</p> <p>Uma meia-reação de oxidação é uma maneira conceitual de representar uma oxidação: os elétrons nunca estão realmente livres.</p>	<p>22)</p> <p>ON – Plano fechado</p> <p>Prof centralizado</p> <p>Fundo branco</p>	
	<p>23)</p> <p>As espécies reduzida e oxidada, juntas, formam um par redox. Nesse exemplo, o par redox é Zn^{2+} (1) e Zn (2), e é representado por Zn^{2+}/Zn (3). Um par redox tem sempre a forma <u>Ox/red</u> (4),</p>	<p>23)</p> <p>ON – Plano médio</p> <p>Prof na esquerda, arte na direita</p> <p>Fundo branco</p> <p>ARTE</p>	

	<p>em que Ox é a forma oxidada da espécie e Red é a forma reduzida. Na equação de meia-reação de redução, o par redox é <u>Ag⁺/Ag (5)</u>.</p>	<p>Aparece conforme o professor fala. 1- <u>Zn²⁺</u> 2- <u>Zn</u> 3- <u>Zn²⁺/Zn</u> 4- <u>Ox/red</u> 5- <u>Ag⁺/Ag</u></p>	
	<p>24) Para verificar se uma reação é do tipo redox, basta identificar se há variação no <u>número de oxidação</u>¹ das espécies envolvidas: se houver diminuição do NOx (2), significa que a espécie sofreu redução, se houver aumento, oxidação e, portanto, trata-se de uma oxirredução. A espécie que sofreu redução é o agente oxidante, e a que sofreu oxidação, é o agente redutor.</p>	<p>24) ON – Plano médio Prof na direita, arte na esquerda Fundo branco</p> <p>1-número de oxidação=(NOx) 2- ↓ NOx = Redução 3- ↑ NOx = Oxidação</p>	
	<p>25) Como os elétrons não podem ser perdidos nem criados em uma reação química, todos os elétrons perdidos pela espécie que está sendo oxidada se transferem para a espécie que está sendo reduzida. Como os elétrons têm carga, a carga total dos reagentes deve ser igual à carga total dos produtos. Ao balancear a equação química de uma reação redox, precisamos balancear as cargas e os átomos.</p>	<p>25) ON – Plano fechado Prof centralizado Fundo branco</p>	
	<p>26) Por exemplo, na equação iônica simplificada da oxidação do metal cobre a íons cobre (II) pelos íons prata (Fig1):</p> <p>A equação parece estar balanceada, porque o número de átomos de cada espécie é o mesmo nos dois lados. Entretanto a carga total dos produtos é diferente da dos reagentes (Fig2). Cada átomo de cobre perdeu 2 elétrons e cada átomo de prata ganhou só um.</p>	<p>26) ON – Plano médio Prof na direita, arte na esquerda Fundo branco</p> <p>ARTE Fig.1 $\text{Cu(s)} + \text{Ag}^+(\text{aq}) \longrightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{Ag(s)}$</p> <p>Fig.2 $\text{Cu(s)} + 2 \text{Ag}^+(\text{aq}) \longrightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Ag(s)}$</p>	
	<p>27) No balanceamento de uma equação química de uma reação redox que envolve íons, a carga total de cada lado</p>	<p>27) ON – Plano fechado Prof centralizado Fundo branco</p>	

	também deve estar balanceada.		
28)	Aqui nós temos uma <u>célula eletroquímica</u> ¹ , e como podemos observar é um dispositivo em que uma <u>corrente elétrica</u> ² é produzida por uma <u>reação química espontânea</u> ³ ou é usada para forçar a ocorrência de uma reação não espontânea.	28) ON – Plano americano Prof esquerda aponta para a arte, arte direita Fundo branco ARTE Primeiro aparece a imagem, depois as palavras chaves aparecem conforme forem faladas. <u>1-célula eletroquímica</u> <u>2-corrente elétrica = fluxo de elétrons através de um circuito</u> OBS: arte poderia destacar o movimento /caminho da seta “elétrons” <u>3-reação química espontânea</u>	
			
29)	Uma <u>célula galvânica</u> é uma célula eletroquímica em que uma reação química espontânea é usada para gerar uma corrente elétrica.	29) ON – Plano fechado Prof esquerda, arte direita Fundo branco ARTE Aparece conforme o professor fala <u>célula galvânica</u>	
30)	Como pode uma reação espontânea ser usada para gerar uma corrente elétrica?	30) ON – Plano fechado Prof centralizado Fundo branco	
31)	A <i>pilha de Daniell</i> é um exemplo antigo de célula galvânica que usa a <u>oxidação do cobre pelos íons zinco, como na reação ao lado</u> ¹ .	31) ON – Plano médio Prof esquerda, arte direita Fundo branco	

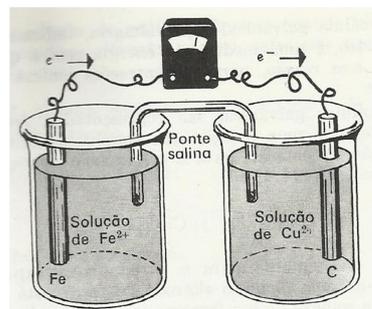
		$\text{Zn(s)} + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \longrightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu}$	
	<p>32) Ela foi inventada pelo químico britânico John Daniell, em 1836, quando o avanço da telegrafia criou a necessidade urgente de uma fonte de corrente elétrica confiável e estável.</p>	<p>32) ON – Plano americano Prof esquerda, arte direita Fundo branco</p> <p>ARTE https://www.google.com.br/imgres?imgurl=https%3A%2F%2Fupload.wikimedia.org%2Fwikipedia%2Fcommons%2Fa%2Fa%2FJohn_Frederic_Daniell.jpg&imgrefurl=https%3A%2F%2Fcommons.wikimedia.org%2Fwiki%2FFile%3AJohn_Frederic_Daniell.jpg&docid=DkiMEXfr2awtJM&tbid=KdXrSjnl8dwLiM%3A&vet=10ahUKEwi135mTzP7dAhXGgpAKHXVoAb4QMwg-KAAwAA..i&w=775&h=944&bih=609&biw=1280&q=John%20Daniell&ved=0ahUKEwi135mTzP7dAhXGgpAKHXVoAb4QMwg-KAAwAA&iact=mrc&uact=8</p> <p>John Daniell (1790-1845)</p>   <p>Oxidação: $\text{Zn(s)} \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^-$</p> <p>Redução: $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu(s)}$</p>	
	<p>33) Descrevemos simbolicamente a estrutura</p>	<p>33) ON – Plano médio</p>	

	<p>de uma célula com o auxílio de um <u>diagrama da célula</u>¹, a partir das convenções da IUPAC, usadas por cientistas de todo o mundo.</p>	<p>Prof esquerda, arte direita Fundo branco</p> <p>ARTE IUPAC - União Internacional de Química Pura e Aplicada</p> <p>1-destacar essa equação $\text{Zn(s)} \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \text{Cu(s)}$</p>	
	<p>34) Até agora vimos reações espontâneas, mas as reações redoxes que têm energia livre de Gibbs de reação positiva não são espontâneas. Porém a corrente elétrica pode ser usada para fazê-las ocorrer.</p>	<p>34) ON – Plano fechado Prof centralizado Fundo branco</p>	
	<p>35) A eletrólise, o processo usado para forçar uma reação na direção não espontânea com auxílio de uma corrente elétrica. A <u>célula eletrolítica</u> é a célula eletroquímica na qual ocorre a eletrólise. O arranjo dos componentes das células eletrolíticas é diferente do arranjo da <u>célula galvânica</u>.</p>	<p>35) ON – Plano médio Prof lado DIRETO sai de quadro e no lugar dele aparece a célula galvânica Fundo branco</p> <p>ARTE https://www.google.com.br/imgres?imgurl=https%3A%2F%2Fupload.wikimedia.org%2Fwikipedia%2Fcommons%2F%2F6%2FElectr%25C3%25B3lisis.png&imgrefurl=https%3A%2F%2Fcommons.wikimedia.org%2Fwiki%2FFile%3AElectr%25C3%25B3lisis.png&docid=WppFyfIYtChTIM&tbnid=uW0-Cj_uy6ZyLM%3A&vet=10ahUKEwivk7Tn0P7dAhWIIJAKHQJvAy0QMwgnKAAwAA..i&w=494&h=544&bih=609&biw=1280&q=c%3%A9lulas%20eletrol%3%ADticas&ved=0ahUKEwivk7Tn0P7dAhWIIJAKHQJvAy0QMwgnKAAwAA&iact=mr&uact=8</p> <p>células eletrolíticas</p>	



célula galvânica – essa imagem precisa ser adaptada, não tem direito liberado. -

<https://3.bp.blogspot.com/-3qESeV7PXSo/VY3CweYu1CI/AAAAAC2c/DfwanPVzi2o/s1600/celula-galvanica-de-ferro-cobre%2B.jpg>



36)

Em geral, os dois eletrodos ficam no mesmo compartimento¹, nesse exemplo, só existe um tipo de eletrólito e as concentrações e pressões estão longe das condições padrão.

Vamos ver as equações também para você perceber o que acontece no ânodo² e o que acontece no cátodo³.

36)

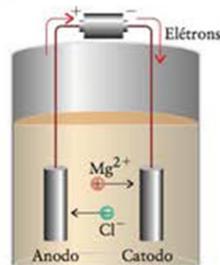
ON – Plano médio
Prof lado DIRETO, arte na esquerda
Fundo branco

ARTE

1- Na arte ao falar, destaca as duas barrinhas anodo e catodo.

2- na arte ao falar, destacar a primeira anodo, na barra e na equação simultâneas

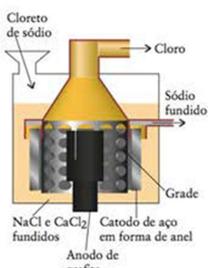
3- na arte ao falar, destacar a segunda no cátodo, na barra e na equação simultâneas

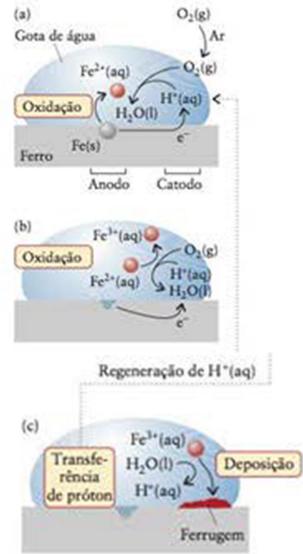


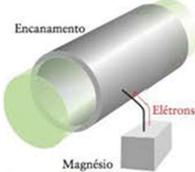
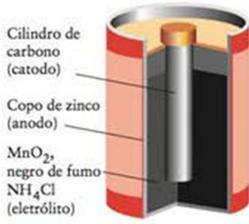
Oxidação: $2\text{Cl}^- (\text{fund}) \rightarrow \text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{e}^-$
Redução: $\text{Mg}^{2+} (\text{fund}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mg}(\text{s})$

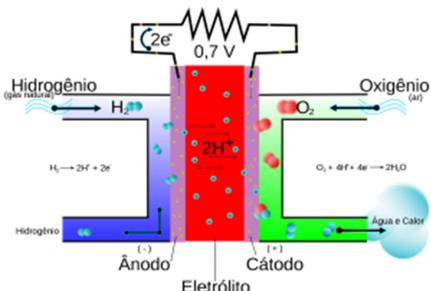
Reação no anodo: $2\text{Cl}^- (\text{fund}) \rightarrow \text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{e}^-$

Reação no catodo: $\text{Mg}^{2+} (\text{fund}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mg}$

	<p>37) Para forçar uma reação em um sentido não espontâneo, a fonte externa deve gerar uma diferença de potencial maior do que a diferença de potencial que seria produzida pela reação inversa. Aqui temos um exemplo de uma reação espontânea e não espontânea.</p>	<p>37) ON – Plano fechado Prof centralizado, professor some em fade e a fórmula aparece.</p> <p>Fundo branco</p> $2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \quad E_{\text{célula}} = +1,23 \text{ V em pH} = 7, \text{ espontânea}$ <p>para obter a reação não espontânea</p> $2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow 2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \quad E_{\text{célula}} = -1,23 \text{ V em pH}=7, \text{ não espontânea}$	
	<p>38) As <u>células eletroquímicas</u> têm papel importante na purificação e na preservação de materiais metálicos. As reações redox são muito usadas pela indústria para extrair os metais de seus minérios.</p>	<p>38) ON – Plano fechado Prof centralizado Fundo branco</p>	
	<p>39) Entretanto, as reações redox também corroem os materiais que a indústria produz. O que as reações redox conseguem produzir, elas podem destruir.</p>	<p>39) ON – Plano médio Prof lado DIRETO, arte na esquerda Fundo branco</p> <p>ARTE</p> 	
	<p>40) Uma aplicação importante da eletrólise é a produção do metal sódio pelo processo de Downs, a eletrólise do sal-gema fundido: Conforme podemos notar nas equações o que ocorre no cátodo e no ânodo, respectivamente com o Sódio (Na) e com o Cloro (Cl)</p>	<p>40) ON – Plano americano Prof lado DIRETO, arte na esquerda Fundo branco</p> <p>Reação no cátodo: $2 \text{Na}^+(\text{fund}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow 2 \text{Na}$</p> <p>Reação no ânodo: $2 \text{Cl}^-(\text{fund}) \longrightarrow \text{Cl}_2(\text{g}) + 2 \text{e}^-$</p>	
	<p>41) A <u>eletrólise</u> é a deposição eletrolítica de um filme fino de metal sobre um objeto. O objeto a ser recoberto é o cátodo, e o eletrólito é uma solução, em água, de um sal do metal a ser depositado.</p>	<p>41) ON – Plano médio Prof centralizado Fundo branco</p> <p>ARTE objeto a ser recoberto - metal ou plástico coberto por grafita</p>	

	<p>42) A eletrólise é usada industrialmente para produzir o alumínio e o magnésio, para extrair metais de seus sais, para preparar o cloro, o flúor e o hidróxido de sódio, e para refinar o cobre. Ela é usada também na eletrodeposição.</p>	<p>42) ON – Plano fechado Prof centralizado Fundo branco</p>	
	<p>43) A corrosão é a oxidação indesejada de um metal. Ela diminui a vida útil de produtos de aço, como pontes e automóveis, e a substituição do metal corroído custa muito. <u>Ela é um processo eletroquímico e a série eletroquímica nos dá uma indicação do por que a corrosão ocorre e como ela pode ser impedida.</u> ¹</p>	<p>43) ON – Plano médio Prof lado esquerdo, arte na direita. Fundo branco</p> <p>ARTE</p> 	
	<p>44) O principal responsável pela corrosão é a água. Uma meia-reação que devemos levar em conta é essa aqui.</p>	<p>44) ON – Plano fechado Prof centralizado Fundo branco</p> <p>ARTE</p> $2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq}) \quad E^\circ = -0,83 \text{ V}$	
	<p>45) OFF</p> <p>Imagine que podemos dar um zoom com uma lupa especial, nessa representação podemos analisar o que acontece no processo de corrosão!</p>	<p>45) OFF ARTE</p> 	
	<p>46) E como impedir a corrosão?</p>	<p>46) ON – Plano fechado Virada de câmera Prof centralizado</p>	

		Fundo branco	
	47) Os produtos antioxidantes são aqueles que possuem substâncias capazes de atrasar ou inibir a oxidação de algum material, eles podem ser os agentes redutores.	47) ON – Plano fechado Prof centralizado Fundo branco	
	48) A forma mais simples de impedir a corrosão é pintar a superfície do metal, para protegê-la da exposição ao ar e à água. Veja aqui ao lado um exemplo para proteger a tubulação de encanamentos.	48) ON – Plano médio Prof lado esquerdo, arte na direita. Fundo branco ARTE 	
	49) Galvanizar é cobrir com um filme compacto de zinco. Assim o zinco se oxida e não o ferro.	49) ON – Plano fechado Prof centralizado Fundo branco	
	50) Para grandes estruturas pode-se usar a proteção catódica. Um bloco de metal mais fortemente redutor do que o ferro, como o zinco ou o magnésio, pode ser enterrado no solo úmido e ligado ao encanamento subterrâneo que se deseja proteger.	50) ON – Plano médio Prof lado esquerdo, arte na direita. Fundo branco 	
	51) <u>Células galvânicas</u> na prática podem ser classificadas como células primárias (os reagentes estão selados em um estado carregado), células secundárias (que podem ser recarregadas) e células a combustível. <u>Por exemplo, Um processo eletroquímico que combina hidrogênio com oxigênio dentro de células a combustível¹, produz energia limpa e sustentável. Conforme podemos notar nesse protótipo de uma carro que emite água para o ambiente!²</u>	51) ON – Plano americano Prof lado esquerdo, arte na direita. Fundo branco	

		<p>ARTE 1</p>  <p>2</p> 	
52)	<p>Nesta semana, além de estudar os conceitos básicos de eletroquímica como as reações de <u>oxidação</u>¹ e <u>redução</u>², você compreendeu a <u>diferença entre as pilhas e as baterias</u>³.</p>	<p>52) ON – Plano médio Prof lado esquerdo, arte na direita. Fundo branco</p> <p>ARTE As palavras chaves aparecem conforme são faladas 1-oxidação 2-redução 3-pilhas ≠ baterias.</p>	
53)	<p>Sendo a principal diferença entre esses dois aparatos o fato de que as pilhas, também chamadas de células eletroquímicas, possuem somente dois eletrodos, os polos negativos e os polos positivos e um eletrólito ou ponte salina; já as baterias são formadas por várias pilhas ligadas em paralelo ou em série.</p>	<p>53) ON – Plano médio Prof centralizado. Fundo branco</p>	
54)	<p>Não se esqueça de acessar os materiais complementares e também para aprofundamento, e realize as atividades sugeridas. Bons estudos e até a próxima semana!</p>	<p>54) ON – Plano fechado Prof centralizado Fundo branco</p>	