

## Redação selecionada e publicada pela Olimpíada de Química – OQSP-2019

[http://allchemistry.iq.usp.br/oqsp/OQSP-2019-2-Tabela\\_Periodica-Karina\\_Shafferman](http://allchemistry.iq.usp.br/oqsp/OQSP-2019-2-Tabela_Periodica-Karina_Shafferman)

Autora: **Karina Shafferman**

Série: segunda (2018) do Ensino Médio

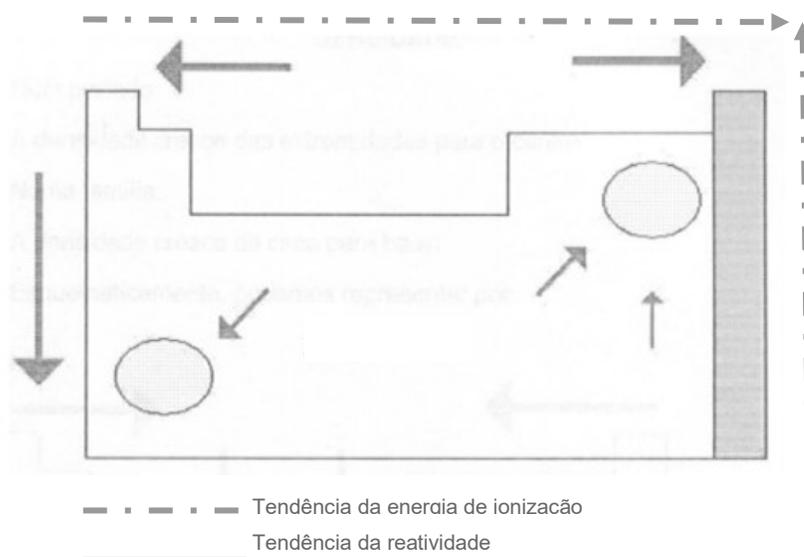
Profa.: Fátima Primon Paula

Colégio Renascença, São Paulo, SP

### A importância da reatividade dos metais no cotidiano

A tabela periódica é um modelo científico que reúne e organiza, de acordo com o número atômico, os elementos químicos constituintes do universo. Proposta há cerca de 150 anos, pelo cientista russo Dmitri Mendeleev, tem norteado os rumos da ciência desde a sua descoberta e guiado o ensino didático da Química. Assim, através dessa classificação é possível realizar comparações entre suas características e promover a sistematização da relação entre os vários elementos químicos.

Uma das mais interessantes propriedades periódicas é, sem dúvida, a reatividade entre elementos. Ela pode ser compreendida como a maior ou menor facilidade de ganhar ou perder elétrons, indicando a forma como o elemento irá reagir. A maior reatividade em metais está relacionada à maior tendência de perder elétrons, possuindo menor energia de ionização. Essa última pode ser definida como “a energia mínima necessária para remover um elétron de um átomo gasoso em estado fundamental” [1]. A figura 1 mostra a tendência desses fenômenos na tabela periódica.



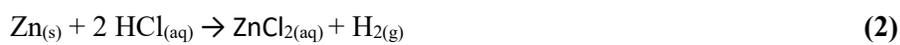
**Figura 1.** Tendência da energia de ionização e da reatividade na tabela periódica [1]

Um experimento simples permite a comparação entre a reatividade de ferro e do zinco. Para isso, foi preciso colocar 10 g de ferro em limalha em um béquer (frasco 1) e a mesma massa de zinco granulado em um outro recipiente idêntico (frasco 2). Em seguida, adicionou-se 30 ml de ácido clorídrico (HCl) em cada um dos vasilhames. Esse ácido foi empregado na forma concentrada, a fim de aumentar a velocidade da reação. A figura 2, a seguir, demonstra o resultado do experimento.



**Figura 2.** Resultado do experimento [Autora]

As reações 1 e 2 que ocorreram nos frascos estão descritas a seguir:



Desse modo, o maior aumento de temperatura e o “borbulhamento” do frasco 2 indicam a maior velocidade de reação entre o HCl e o zinco granulado. Portanto, conclui-se que esse material é mais reativo do que o ferro, o que condiz com a posição deste elemento na tabela periódica em relação ao Fe, conforme a figura 3. Assim, o ferro pertence ao Grupo 8, ao passo que o zinco pode ser encontrado no Grupo 12 da tabela periódica.

H																	He
Li	Be	1 H 1.0082 Hidrogênio										B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og
		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		
		Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr		

**Figura 3.** Tabela periódica dos elementos químicos [2]

Ainda dentro dessa temática, cientistas analisaram dados empíricos e constaram as diferentes reatividades dos metais, construindo a chamada “fila de reatividade dos metais”, conforme figura 4.

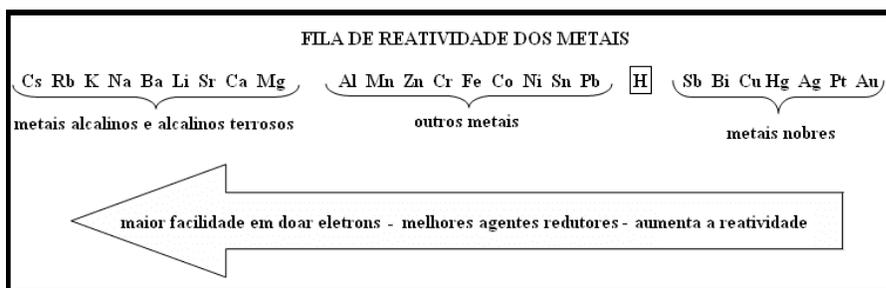


Figura 4. Fila de reatividade [3]

Nessa fila, se o metal vier antes do cátion do outro metal da reação, ela ocorrerá. Mas, se o metal estiver após o cátion, não ocorrerá. Novamente, evidencia-se que o zinco é mais reativo do que o ferro. Ademais, observa-se que os metais mais reativos que o H, reagem com **ácidos**, deslocando o seu  $H^+$  e formando gás hidrogênio. Por outro lado, se for adicionado **ácido clorídrico** ao cobre ou ao ouro, por exemplo, a reação não acontecerá.

Na maior parte dos casos práticos, a água e o oxigênio são os principais oxidantes que provocam a corrosão nas estruturas, em especial, aquelas compostas de ferro. Desse modo, o experimento mencionado acima visava uma demonstração rápida do efeito da reatividade entre os elementos através do uso do ácido clorídrico, ou seja, um oxidante forte, uma vez que a atuação dessas outras substâncias não pode ser verificada em poucos minutos.

A compreensão da reatividade dos vários metais, associada aos diferentes potenciais de redução e oxidação, possibilita a ampliação da durabilidade dos materiais e é de fundamental importância para o funcionamento das sociedades contemporâneas, expandindo a vida útil de grandes construções enterradas ou submersas [4].

Munido desse conhecimento, em 1824, o químico e inventor inglês, Sir Humphry Davy, utilizou pela primeira vez, a proteção catódica pelos anodos de sacrifício para desacelerar a corrosão dos cascos dos navios, isto é, das placas de cobre que revestiam a madeira das embarcações. Para isso, fixou pequenas barras de estanho, ferro e zinco nas embarcações, a fim de utilizar esses materiais como metais de sacrifício [5].

Esse método consiste em estabelecer um contato elétrico entre o metal que deve ser protegido e o metal de potencial de redução menor no meio em que estão inseridos [4]. Dessa forma, o metal mais nobre sofre uma polarização catódica, diminuindo o seu potencial de corrosão e a sua velocidade de oxidação. Em contrapartida, o material menos nobre passa por uma polarização anódica, aumentando o seu potencial de corrosão e velocidade de oxidação [6]. Consequentemente, a corrosão ocorre no metal mais reativo do eletrólito, na região próxima do metal mais nobre, preservando, por mais tempo, a integridade do metal menos reativo. Frequentemente, o zinco, ligas de magnésio e ligas de alumínio são utilizados como anodos de sacrifício [4].

No caso específico do zinco ser utilizado como anodo de sacrifício para o ferro, ocorre a oxidação desse metal, que é mais reativo. Além disso, ao entrar em contato com a água e o oxigênio cria um composto  $Zn(OH)_2$  que também protege o ferro da corrosão. As reações 3 e 4 descrevem esses processos:



Ao longo de toda a história da humanidade, fenômenos naturais vêm inspirando grandes avanços científicos. A tabela periódica é uma ferramenta que permite uma maior compreensão da natureza. Aplicações diretas das propriedades dos elementos já permitiram a melhora da qualidade da vida da população. Um exemplo simples de tecnologias que derivam do uso das propriedades periódicas são os anodos de sacrifício, os quais possibilitam o funcionamento de estruturas fundamentais para a sociedade, à medida que as protege da corrosão.

Em suma, conclui-se que a tabela periódica é um importante instrumento, visto que permite à ciência a sistematização da natureza. Portanto, reflete a forma como o homem enxerga o mundo que o rodeia e permite que, a partir de sua compreensão, consiga avançar em seus estudos tecnológicos.

#### Referências:

**1. LAMAT – APOSTILA DE QUÍMICA GERAL - CAPÍTULO 3 - Tabela Periódica.** Disponível em:

<http://www.foz.unioeste.br/~lamat/downquimica/capitulo3.pdf> . Acesso em: 12 out. 2018.

**2. PTABLE: Tabela periódica dinâmica.**

Disponível em: <https://www.ptable.com/?lang=pt> . Acesso em: 20 set. 2018.

**3. Química no Candido Portinari – BH: Processos de oxirredução.**

Disponível em: < <https://quimicanocandido.blogspot.com/2013/02/processos-de-oxirreducao.html> . Acessado em: 20 out. 2018.

**4. Proteção catódica – UFRGS** Disponível em:

<[http://www.ufrgs.br/lapec/wa\\_files/prote\\_c3\\_a7\\_c3\\_a3o\\_20cat\\_c3\\_b3d.pdf](http://www.ufrgs.br/lapec/wa_files/prote_c3_a7_c3_a3o_20cat_c3_b3d.pdf)>. Acesso em 29 set. 2018.

**5. SOUSA. J. A. C. Proteção catódica de estrutura metálica semisubmersível de captação de água.** Estudos de caso: açude Gavião/José Arimateia Cavalcante de Sousa (dissertação de mestrado profissional), 2013.

**6. Corrosão galvânica ou bimetálica – USP.**

Disponível em:

[https://edisciplinas.usp.br/pluginfile.php/3438430/mod\\_resource/content/1/Galvanica\\_HGM\\_2017.pdf](https://edisciplinas.usp.br/pluginfile.php/3438430/mod_resource/content/1/Galvanica_HGM_2017.pdf) . Acesso em 18 set. 2018