PAVILHÃO DO
CONHECIMENTO
CENTRO CIÊNCIA VIVA

E SE MENDELEEV ESTIVESSE AQUI?

Módulo

9.º ano

Físico-Química

Química

Mendeleev publicou em 1869 a sua visionária tabela, deixando espaços em branco para elementos que não estavam ainda descobertos. A tabela, então apenas com os 63 elementos conhecidos, foi sendo completada e evoluindo graficamente, até à versão atual, com 118 elementos, existente em todas as salas de aula de química. Para celebrar os 150 anos deste momento crucial na ciência, a ONU proclamou 2019 como o ano internacional da tabela periódica.

O percurso desenhado no chão - com os raios atómicos dos 118 elementos à escala - e a tabela periódica a três dimensões da exposição "E se Mendeleev estivesse aqui?" permitem desenvolver competências relacionadas com a organização dos elementos e as propriedades periódicas

Domínios	Classificação dos materiais
Conhecimentos, capacidades e atitudes	• Compreender a organização da Tabela Periódica e a sua relação com a estrutura atómica • Associar a nuvem eletrónica de um átomo isolado a uma forma de representar a probabilidade de encontrar eletrões em torno do núcleo • Associar o tamanho dos átomos aos limites convencionados da sua nuvem eletrónica

COMO EXPLORAR ESTE MÓDULO?

Por que ordem estão os elementos dispostos na tabela periódica?

Chame a atenção dos alunos para a numeração presente na tabela periódica, recordando-os de que o número apresentado em cada elemento é o número atómico, ou seja, o número de protões que cada átomo, daquele elemento, tem no núcleo. Uma vez que os átomos são neutros, o número de eletrões que anda à volta do núcleo será sempre igual ao número de protões.

Os átomos dos diferentes elementos terão todos o mesmo tamanho?

Para responder a esta questão, solicite aos alunos que sigam o percurso assinalado no chão. Os raios atómicos estão à escala e os elementos estão colocados por ordem crescente do seu número atómico, o que permite estabelecer uma ligação com a tabela periódica presente na exposição.

Comparando a variação dos raios atómicos com a localização dos elementos na tabela periódica, identifica-se algum padrão de variação do tamanho dos átomos?

Depois de os alunos constatarem que, de um modo geral, os raios atómicos diminuem ao longo do período e aumentam ao longo do grupo, podem identificar exceções, das quais é importante destacar o hélio.

A explicação para esta variação periódica do raio dos elementos está na sua distribuição eletrónica:

Como entender a distribuição eletrónica, partindo da tabela periódica?

Explique aos alunos que os eletrões, à volta do núcleo, se encontram distribuídos por níveis de energia, como se fossem os degraus de uma escada em que o primeiro degrau é o de menor energia, o segundo degrau terá maior energia que o primeiro e assim sucessivamente. Lembre também o princípio básico da química em que todos átomos têm tendência a apresentar o menor valor de energia possível, pois corresponde à maior estabilidade. Segundo este princípio, todos os eletrões teriam tendência para ocupar o primeiro degrau da escada, o nível de menor energia. Isto é verdade, mas…. nem todos cabem nesse degrau. Cada nível tem uma "lotação" própria e os eletrões que já não tiverem lugar terão que ocupar o nível de energia seguinte.

Utilizando o ecrã tátil

Selecione os elementos químicos no ecrã tátil, começando pelo hidrogénio e seguindo a ordem crescente do número atómico. Ao selecionar um elemento, questione os alunos sobre como se distribuem os seus eletrões ao mesmo tempo que observam a sua posição iluminada na tabela periódica. De um modo acessível, os alunos verificarão que cada período da tabela periódica corresponde a um nível de energia e que, à medida que se avança no período, esse nível vai ficando preenchido. O raio dos elementos diminui ao longo do período, pois os protões do núcleo atraem cada vez mais os eletrões de valência.

Pode fazer o mesmo exercício escolhendo um grupo, por exemplo o primeiro. Lembrando as distribuições eletrónicas já feitas, será fácil verificar que todos os elementos têm átomos com um eletrão de valência. Por isso estão todos no grupo 1. O raio atómico aumenta ao longo do grupo, o que se justifica naturalmente usando as distribuições eletrónicas, pois o número de níveis de energia vai aumentando.

A exceção do hélio

Peça aos alunos para pensarem numa justificação possível para o raio atómico do hélio pois, de acordo com o padrão de variação, esperava-se um raio menor que o do hidrogénio.

O JOGO DA "BATALHA NAVAL"

Para consolidar os conhecimentos, sugere-se a realização de um jogo, inspirado na "batalha naval", em que o professor diz o grupo e o período de um determinado elemento e os alunos localizam-no na tabela periódica, dizendo o seu nome e o respetivo número de eletrões de valência.

SABER MAIS

Strathern, Paul (2002). O sonho de Mendeleev, a verdadeira história da química. Zahar, Rio de Janeiro. 268 p.