Dificuldades de aprendizagem no Curso Geral Unificado: **CONCEITO DE MOLE** **(1.ª PARTE)***

Maria Elisabeth Elias
e Anselmo M. Elias

1. Dificuldade de aprendizagem de conceitos no curso geral unificado

No Ensino Secundário e de forma mais notável no Curso Geral, os alunos encontram-se num estágio de transição entre esquemas de raciocínio concreto e esquemas de raciocínio formal. Quando um estudante do nível concreto é confrontado com conceitos ou questões que requerem esquemas formais a possibilidade de serem bem sucedidos na aprendizagem é baixa, sobretudo se o professor não levar este facto em consideração no processo de ensino. Em resultado manifesta-se desinteresse pela disciplina e recorre-se à memorização de conceitos e algoritmos fazendo apelo a baixos níveis cognitivos. Ensinar Química, ou em geral, ensinar Ciência não é apenas transmitir os seus produtos conceptuais finais, é também ensinar o método que leva ao conhecimento e aos produtos que intervêm directamente na vida do homem.⁽¹⁾

Se assim não for qual o valor educativo de ela ser parte dos *curricula* obrigatórios?

Entendemos que o ensino da ciência ao nível do Ensino Geral Unificado deve primariamente incrementar

a capacidade de pensar, pesquisar, ponderar a evidência de factos, e formular juízos críticos.

No contexto geral das dificuldades de aprendizagem ao nível do Curso Geral Unificado, o ensino-aprendizagem de ciências como Biologia, ⁽²⁾ Física, ⁽³⁾ Energia, ⁽⁴⁾ e Química ^(5,6) reveste algumas características comuns resultantes por um lado da essência experimental e dos formalismos teóricos inerentes a cada uma delas e por outro lado do desenvolvimento cognitivo dos alunos neste nível etário.

No processo de ensino-aprendizagem deve ser facultada ao aluno a possibilidade de realizar experiências, recolher dados sobre questões relevantes para a aprendizagem da disciplina. Este enquadramento experimental acentuará o estado de desequilíbrio conducente a uma aprendizagem significativa segundo a autorregulação. ⁽⁷⁾

Foi realizado um estudo com base em resultados de um teste aplicado a uma população de cem professores de Ciências Físico-Químicas do Curso Geral Unificado da área urbana de Lisboa. Este estudo revela que a dificuldade de aprendizagem de tópicos contidos nos conteúdos programáticos do 8.º e 9.º anos de escolaridade se distribui conforme o Histograma,

Considerando os resultados do teste e fazendo a sua análise afirmamos que vários factores contribuem para tornar *mole* um conceito difícil ⁽⁸⁾.

1.º — Primeiro ensina-se que o símbolo de cada elemento representa um átomo, pretendendo-se-se nesta fazer acreditar os alunos que também representa.

$6,02 \times 10^{23}$ átomos

2.º — $6,02 \times 10^{23}$ é demasiado grande para se imaginar e é impossível ser mostrada. Para qualquer partícula que seja suficientemente grande para ser observada, a mole de partículas é algo tão grande que não pode ser vista.

3.º — Envolve raciocínio proporcional (formal quando aplicado a entidades não observáveis).

4.º — Tem um carácter dogmático.

5.º — Os alunos não aprendem Química e Física suficiente para entenderem como se deduziu aquele número.

6.º — Ensina-se a mole simultaneamente com vários conceitos onde entra o próprio conceito de mole; por exemplo Massa Atômica, Massa Molecular.

7.º — Envolve aritmética elaborada, nomeadamente notação científica (exponencial base dez).

8.º — Estão associadas à mole diferentes massas.

9.º — Dificuldades do próprio professor quanto ao conceito da mole. Relativamente às fórmulas e reacções, acertos e estequiometria, é de notar que estes conceitos estão subordinados ao conceito de mole.

Apresentamos uma análise curricular que permite verificar o que nos vários estádios os alunos estão em condições de aprender. (9)

1.ª **Fase do raciocínio concreto** — Os nomes, mas só de forma associativa. Não há conteúdo por detrás da designação de um dado composto.

2.ª **Fase do raciocínio concreto** — Relembra-se combinações químicas sem serem baseadas em regras reais. A composição dos compostos constitui uma forma de mnemónica. As equações de palavras são puras afirmações de factos.

1.ª **Fase do raciocínio formal** — Está em condições de trabalhar com a conservação de elementos numa reacção química, i.e., pela primeira vez atingir o modelo de reacção química.

É possível proceder ao acerto de esquemas de reacção ou reacções químicas, desde que pratique bastante as regras do jogo. Consegue relacionar as equações químicas com as reacções, no entanto só em situações contempladas com ampla prática consegue fazer estimativas quantitativas.

Pode usar a teoria atômica e o modelo simples da estrutura atômica para explicar as transformações químicas.

2.ª **Fase do raciocínio formal** — Só nesta fase consegue utilizar os símbolos químicos plenamente associados ao seu significado. Relaciona uma situação experimental com uma equação convenientemente acertada.

Utiliza dedutivamente o conceito de mole e pode analisar problemas para ver como aplicar a conversão para moles e molaridades ou a inversa para volumes e massa.

O equilíbrio é reconhecido um processo dinâmico entre reagentes e produtos.

Estudantes no nível concreto de raciocínio são capazes de efectuar operações simples como conservação, ordenação e classificação de objectos concretos, relações simples e propriedades directamente observáveis. Tudo quanto diga respeito à constituição da matéria está abaixo da percepção física e os estudantes têm grande dificuldade (ou será impossibilidade...) em aprender o modelo proposto.

A própria noção de modelo envolve raciocínio formal avançado. A utilização de modelos espaciais como pseudo exemplos permite aos alunos dar algum significado aos modelos propostos.

Na 1.ª fase do raciocínio formal os alunos já reconhecem que os átomos têm uma estrutura. Alguns átomos são iguais entre si outros são diferentes, e só na 2.ª fase conseguem apreciar a relação entre a evidência experimental e os vários modelos de átomo. (9)

Como estratégias gerais para o ensino dos conceitos defende-se que:

- O ensino parta do concreto, experiência quotidiana, experiência laboratorial ou manipulação de modelos espaciais.

- Para realizar as explorações propostas pelo professor os alunos devem organizar-se em grupos o que facilita a interacção social.

- O professor deve ter em conta que o processo de aprendizagem consome tempo. Não permitir que esse tempo seja gasto, é recorrer à memorização ou a técnicas de resolução de questões, é ir contra o mecanismo da aprendizagem, é recorrer a uma estratégia com pouco valor educativo.

- Há ainda factores de motivação, questões que têm de ver com os interesses dos estudantes, inerentes ao seu nível etário, a factos reais da sociedade e à promoção de valores.

2. Introdução do conceito de mole.

Uma das razões que torna a mole tão essencial em Química é a estequiometria.

O diálogo seguinte ilustra esta afirmação. (10)

Aluno: Como é que se sabe quanto material é usado numa reacção química?

Professor: Bem, geralmente queremos quantidades que sejam aproximadamente equivalentes. Supõe que queremos fazer reagir 10 g de alumínio com iodo. Fazes ideia de quanto iodo se precisa?

Aluno: Ai, ... uns 10 g...?

Professor: Isso fazia com que os reagentes fossem iguais quanto à massa, mas é melhor pensar em termos de átomos. Um átomo de iodo é muito maior que um átomo de alumínio e pesa 5 vezes mais.

Aluno: Ah! Então suponho que se deve usar cinco vezes mais iodo. Será 50 g?

Professor: Isso estaria certo se um átomo de alumínio reagisse com apenas um átomo de iodo, mas cada átomo de alumínio combina-se com três átomos de iodo.

Aluno: Bem, nesse caso parece-me que precisamos de três vezes 50 g, o que dá 150 g. Livra!, parece imenso iodo só para 10 g de alumínio.

Apesar de não surgir a palavra mole o conceito estava subentendido no diálogo. Perante a análise do conceito de mole o que poderá justificar as dificuldades de aprendizagem. Apresenta-se em seguida uma análise conceptual de mole.

2.2 — Análise conceptual de mole ⁽¹¹⁾

Definição — Uma mole é a quantidade de substância de um sistema que contém tantas entidades elementares quantos os átomos de carbono que existem em 0,012 kg de carbono-12. A entidade elementar deve ser especificada e pode ser um átomo, uma molécula, um ião, um electrão, etc., ou um grupo especificado de tais partículas.

Atributos críticos

1. Mole refere-se a uma quantidade de substância.
2. Uma mole contém $6,02 \times 10^{23}$ entidades elementares.
3. A entidade elementar deve ser especificada.

Atributos variáveis

A quantidade de substância pode ser expressa em termos de massa, número de partículas, volume ou qualquer outra medida desde que se conheça o princípio que permite determinar o número de entidades elementares.

EXEMPLOS	NÃO EXEMPLOS	NOTA
$3,01 \times 10^{23}$ Bicicletas (Rodas) $6,02 \times 10^{23}$ Automóveis (Automóveis) $1,20 \times 10^{21}$ Resmas de papel (Folhas)	$6,02 \times 10^{23}$ Bicicletas (Rodas) $6,02 \times 10^{22}$ Automóveis (Automóveis) $1,20 \times 10^{21}$ Grosas de lápis (Lápis)	Referentes aos atributos críticos 2 e 3. O estudante aplica apenas regras matemáticas.
16 g de oxigénio (Átomos O) 14 g de azoto (Átomos N) 35,5 g de cloro (Átomos Cl)	15 g de oxigénio (Átomos O) 28 g de azoto (Átomos N) 35,5 g de cloro (Moléculas Cl ₂)	O estudante deve aplicar a relação entre massa atómica de um elemento e N.º de partículas contido nessa massa expressa em grama.
32 g de oxigénio (Moléculas O ₂) 18 g de água (Moléculas H ₂ O) 9 g de água (Átomo H)	16 g de oxigénio (Molécula O ₂) 18 g de Água (Átomo O) 9 g de Água (Molécula H ₂)	O estudante deve aplicar a relação entre massa molecular e número de moléculas.
2 g de oxigénio (Electrão) 22,4 l de gás a PTN (partículas do gás) $1,0 \times 10^{23}$ C ¹² (Protões)	2 g de oxigénio (Átomo O) 22,4 l de H ₂ a PTN (Átomo H) $1,0 \times 10^{23}$ C ¹² (Nucleões)	Outras relações

2.3 — Dificuldades

Temos verificado que os próprios professores sentem certa dificuldade em analisar o conceito. Afinal, é um número ou uma massa? Ao longo dos anos e com maior ou menor imprecisão tem-se dito:⁽¹⁰⁾

- ... Peso de uma substância que expressa em gramas é representado pelo peso molecular,
- ... 22,4 l de gás nas condições normais
- ... Massa em gramas de $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de qualquer substância
- ... Uma molécula grama
- ... Uma unidade igual ao número de Avogadro.
- ... Um peso-fórmula de uma substância.
- ... O número de Avogadro de partículas.

A designação *mole* foi introduzida por Ostwald (1890) que recorreu ao latim *mole* = *pilha*.

A introdução do conceito de mole traduz-se na introdução de uma nova unidade de quantidade de matéria. As unidades mais frequentes são o grama, o quilograma e o litro que referem quantidades contínuas ou discretas da experiência quotidiana dos alunos. O aluno tem uma noção aproximada da quantidade de açúcar, arroz ou batatas que corresponde a um quilograma e da quantidade de manteiga, café ou rebuçados que corresponde a 250 g. Analogamente o volume de um litro

pode ser identificado em inúmeras situações, por exemplo, ao adquirir leite, água mineral, azeite, etc. kg e g quantificam massa, l quantifica volume. A quantificação de matéria por unidades que correspondem à cardinalidade de conjuntos não é actualmente tão universal ainda que seja frequente.

Mole é frequentemente designada como dúzia gigante ⁽¹²⁾ ou dúzia dos químicos. Explorar a semelhança entre aquelas unidades e a mole fornece aos alunos o enquadramento concreto.

Unidade	Cardinalidade	Entidades
Dúzia	12	Ovos, flores, laranjas, copos
Grade	24	Garrafas
Grosa	144	Lápis, pregos
Resma	500	Folhas de papel
Mole	$6,02 \times 10^{23}$	Átomos, moléculas, iões, electrões

Uma dúzia de ovos são 12 ovos, uma dúzia de rosas são 12 rosas. Qual o significado de dúzia? Dúzia significa 12. Uma mole de átomos Cl são $6,02 \times 10^{23}$ átomos Cl.

Uma mole de moléculas H_2O são $6,02 \times 10^{23}$ moléculas H_2O . Qual o significado de mole? Mole significa $6,02 \times 10^{23}$.

Como já referimos o facto de à mole estarem associadas diferentes massas constitui uma das dificuldades envolvidas na aprendizagem deste conceito. Com a actividade que se propõe a seguir pretende-se facilitar a aprendizagem do conceito facultando aos alunos a manipulação de entidades de pequenas dimensões (à nossa escala), que constituem pseudo exemplos das partículas elementares quantificadas como quantidade de matéria pela mole.

2.4 — Actividade

Disponer de arroz, grão, feijão, ervilhas secas, milho, etc. Propor aos alunos que separem 100 grãos de cada espécie. Em seguida propor-lhes que separem 10 000. Perante a inviabilidade de o fazer, estudar estratégias que permitam separar esta quantidade sem recorrer à contagem. Naturalmente, apareceram propostas de efectuar determinações de peso ou de volume de certo lote. Facultar balança (s) para determinações de peso ou de volume de certo lote. Facultar balança (s) para determinações da massa. A relação mole-volume não tem interesse ser explorada neste estágio.

No desenvolvimento da actividade de exploração e do registo da massa dos diferentes lotes de 100 grãos pode calcular-se a massa de cada grão. Por exemplo:

100 grãos de milho têm a massa	23,4 g
100 grãos de arroz têm a massa	2,4 g
100 grãos de bico têm a massa	37,6 g
Massa de um grão de milho	$\frac{23,4}{100} = 0,243 \text{ g}$
Massa de um grão de arroz	$\frac{2,4}{100} = 0,024 \text{ g}$

Analogamente se pode calcular a massa de átomos. Consultando um quadro dos elementos e respectivas massas atómicas (eventualmente a Tabela Periódica caso seja adequado à estruturação do *currículo*) é possível conhecer a massa de uma mole de átomos dos diferentes elementos, designada recentemente por massa atómica molar. Deverá dar-se ênfase ao facto de a mole apresentar diferentes massas consoante a partícula que a mole quantifica e tal como sucede com os diferentes lotes de 100.

1 mole de átomos H tem a massa 1 g

1 átomo H tem a massa $\frac{1}{6,02 \times 10^{23}} \text{ g} = 1,66 \times 10^{-24} \text{ g}$

1 mole de átomos Al tem a massa 27 g

1 átomo Al tem a massa $\frac{27}{6,02 \times 10^{23}} \text{ g} = 4,49 \times 10^{-23} \text{ g}$

A analogia com o cálculo efectuado sobre uma quantidade que é acessível ao nível concreto pode também ser explorada com base na dúzia. Apresentaram-se alguns casos que constituem exemplos de possíveis analogias:

- Mole é o nome de um número, como dúzia é o nome de 12.
- Se tiveres 12 rosas tens uma dúzia de rosas? Efectivamente!
- Se tiveres $6,02 \times 10^{23}$ átomos Ca, tem uma mole de átomos Ca? Claro!
- 6 ovos quantas dúzias de ovos são? $\frac{6}{12} = 0,5$, meia dúzia.
- $3,01 \times 10^{23}$ electrões quantas moles de electrões são?
 $\frac{3,01 \times 10^{23}}{6,02 \times 10^{23}} = 0,5$ (meia mole de electrões)
- 120 canetas são uma dúzia de canetas? Não,
 $\frac{120}{12} = 10$, são 10 dúzias.
- $6,02 \times 10^{24}$ átomos C são uma mole de átomos C?
Não. $\frac{6,02 \times 10^{24}}{6,02 \times 10^{23}} = 10$, são 10 mole.

Em linguagem falada é frequente os professores referirem genericamente os elementos ou compostos sem fixarem qual o tipo de partícula que é quantificado pela mole — 1 mole de cloro, 1 mole de água, etc. Como se salientou na análise de conceitos ⁽¹⁾ apresentada anteriormente a entidade tem de ser especificada. Deverá pois referir-se 1 mole de átomos Cl ou 1 mole de moléculas Cl_2 , 1 mole de moléculas H_2O , 1 mole de átomos O, etc. Uma analogia pode ser desenvolvida para facilitar a compreensão de a 1 mole de partículas poder corresponder vários moles de outras partículas.

- Existem 2 cotilédones em cada feijão
- Existem 200 cotilédones no lote de 100 feijões
- Existem 200 cotilédones nos 25 g de feijão
- Cada molécula de cloro (Cl_2) contém 2 átomos Cl
- Em 1 mole de moléculas Cl_2 existem 2 mole de átomos Cl
- Em $6,02 \times 10^{23}$ moléculas Cl_2 existem 2 ($6,02 \times 10^{23}$) átomos Cl
- Em 70 g de cloro (Cl_2) existe 1 mole de moléculas Cl_2
- Em 70 g de cloro (Cl_2) existem 2 mole de átomos Cl.

2.6 — “Calculadoras”

Tem surgido na literatura vários “calculadores” que não são mais do que chapas ou “cábulas” para facilitar a

compreensão ou aplicação do conceito. R. Slade utiliza uma estratégia em que os alunos constroem triângulos equiláteros para o caso da água e outros compostos para ilustrar a relação entre número de moles, número de moléculas e massa molar das moléculas. ⁽¹³⁾

Depois de serem introduzidas as relações de volume para os gases, os alunos constroem quadrados, entrando com este novo dado.

Herron recomenda um tipo de calculadores semelhantes ao apresentado — a mole é o coração da Química — para ser utilizado em trabalho de casa e para a fase de aplicação do conceito. ⁽⁹⁾

Não é recomendável como forma de introdução do conceito nem como auxiliar em testes de avaliação.

Heuf propôs um outro calculador com aplicações e restrições idênticas ao anterior ⁽¹⁴⁾

2.7 — “Dimensão da mole”

Voltando a uma questão fundamental que é a da grandeza do número $6,02 \times 10^{23}$ convém que o professor apresente situações que fornecem ao aluno uma imagem concreta da dimensão da mole.

- Uma mole de grãos de sal de mesa encheriam um cubo com cerca de 50 km de aresta.
- Uma gota de água contém $1,6 \times 10^{21}$ moléculas H_2O , $1,6 \times 10^{21}$ átomos O, $3,2 \times 10^{21}$ átomos H, $1,6 \times 10^{22}$ electrões.
- 1 mg de sal de cozinha contém cerca de 10000000000000000 átomos (de facto iões) de sódio.
- 1 mole de bagos de arroz cobriria completamente o território de Portugal formando uma camada de 8 km de espessura.
- Se uma mole de moedas de escudo fosse distribuída pela população da terra cada indivíduo receberia 1 500 000 milhões de contos. Naturalmente, ninguém sobreviveria: todos ficariam afogados numa camada de quilómetros de espessura de moedas.

É de salientar que seleccionando como exemplo ou melhor pseudo-exemplo de partícula uma entidade acessível à experiência quotidiana dos alunos, uma mole dessas entidades ultrapassa o que pode ser acessível e vice-versa. Considerando a situação inversa parece-nos fundamental apresentar aos alunos quantidades de elementos e de compostos que contenham uma mole de determinadas partículas. Uma **actividade** útil a ser desenvolvida é promover o cálculo da massa de uma mole de diferentes elementos e compostos e a determinação experimental dessas massas. Por exemplo: 12 g de grafite (1 mole do átomo C), 200,6 g de mercúrio (1 mole de átomos Hg), 27,0 g de alumínio (1 mole de Átomos Al), 342 g de açúcar (1 mole de moléculas $C_{12}H_{22}O_{11}$), 18 g de água (1 mole de moléculas H_2O), 58,5 g de sal de cozinha (1 mole de "moléculas" NaCl).

Não considerámos neste trabalho as dificuldades de ordem algébrica nomeadamente cálculos envolvendo potências e "grandes números". Numa 2.ª parte deste trabalho relativo às dificuldades de aprendizagem do conceito de mole apresentamos estratégias que contemplem a falta de conhecimentos e de prática de cálculos algébricos e ainda dificuldades na aplicação do conceito.

3. Bibliografia

- (1) J. W. Renner e D. G. Stafford, "Teaching Science in the Elementary School", 3 ed., Harper and Row, New York (1979).
- (2) A. F. Lawson e J. W. Renner, American Biology Teacher, **37**, 337 (1975).
- (3) J. M. Atkin e R. Karplus, Science Teacher, **29**, 7 (1962).
- (4) M. E. Elias e A. M. Elias, comunicação apresentada na "1981 International Conference on Energy Education", Providence, Rhode Island (1981).
- (5) J. D. Herron, J. Chem. Ed., **52**, 147 (1975).
- (6) M. E. Elias, comunicação apresentada no 4.º Encontro Anual da Soc. Port. Quím., Lisboa (1981).
- (7) J. Piaget, Journal of Research in Science Teaching, **2**, 176 (1964).
- (8) J. D. Herron, "Understanding Chemistry", Harper and Row, New York (1981).
- (9) M. Shayer e P. Adey, "Toward a Science of Science Teaching", Heineman Ed. Booko, London (1981).
- (10) D. Kolb, Journal of Chemical Education, **55**, 728.
- (11) J. D. Herron, L. L. Cantu, R. Ward e V. Srinivasan, Science Education, **61**, 185 (1977).
- (12) A. Barthelmess, "Química", Editora Semeador, 3.ª Ed. Paraná (1972).
- (13) R. Slade, Journal of Chemical Education, **53**, 781 (1976).
- (14) H. F. Heuf, J. Chemical Education, **52**, 725 (1975).

* Comunicações apresentadas no 5.º Encontro Anual da Sociedade Portuguesa de Química, Porto, Abril de 1982.

SOQUÍMICA

METTLER INSTRUMENTE A. G.

Balanças analíticas e de precisão, balanças electrónicas, termobalanças, aparelhos de ponto de fusão, sistemas de recolha e tratamento dos resultados das pesagens.

METROHM A. G.

Aparelhos de pH e de oxigénio dissolvido, polarógrafos, coulómetros, potenciómetros, condutímetros, colorímetros tituladores de Karl Fisher, tituladores automáticos, buretas automáticas.

HEWLETT PACKARD

Cromatógrafos, espectrómetros de massa, integradores.

Instrumentation Laboratory

INSTRUMENTATION LABORATORY

Espectrofotómetros de Absorção Atómica.

Sociedade de Representações de Química, Lda.

Lisboa: Av. da Liberdade nº 220-2º - Tel: 562181/2/3 - 1298 LISBOA CODEX

Porto: Rua 5 de Outubro nº 347-4º - Tel: 693069 - 4100 PORTO