

SÍMBOLOS, GRANDEZAS E UNIDADES UTILIZADAS NOS CURSOS INTRODUTÓRIOS DE QUÍMICA

Arlindo de Tomy

Rua Bartolomeu Feio, 417; 04580 – São Paulo (SP)

1. INTRODUÇÃO

Conhecer a linguagem da Química, seus símbolos e sua nomenclatura, é tão importante quanto o conhecimento dos conceitos fundamentais.

A IUPAC, IUPAP, BIPM, ISO e ABNT* são organismos que têm procurado estabelecer uma linguagem internacional e integrada nas diferentes áreas científicas e tecnológicas.

No entanto, autores e professores parecem desconhecer tais publicações, ou então preferem não seguir essas recomendações.

Por exemplo, encontramos o íon ferro (III) simbolizado por Fe^{3+} , Fe^{+3} e Fe^{+++} . A própria palavra íon é encontrada nas formas íom, iônio e ião. Nos compostos orgânicos encontramos 2-buteno e buteno-2, ou ainda 2,3-dimetilpentano e 2-3-dimetil pentano.

Talvez esteja faltando divulgação desses trabalhos em nossa língua. Mas, quem deveria tomar tal iniciativa?

De acordo com editorial da revista Química Nova¹: “Ou nós escrevemos ciência em nossa língua ou, jamais alguém o fará!”

Esforços nesse sentido têm sido publicado, tais como: Terminologia em Cromatografia², Nomenclatura dos Compostos Orgânicos³, Nomenclatura de Compostos de Coordenação: uma proposta simplificada⁴ e Nomenclatura dos Compostos Orgânicos – Parte II – Estereoquímica Fundamental⁵.

O periódico Pure and Applied Chemistry tem publicado as recomendações da IUPAC para simbolismo, terminologia e nomenclatura. Apesar da extensão dos trabalhos apresentados^{6,9}, este artigo visa divulgar os tópicos mais comumente empregados nos textos de Química destinados tanto ao 2º grau como aos cursos universitários básicos.

2. GRANDEZAS FÍSICAS

Uma grandeza física pode ser entendida como o produto de um valor numérico e uma unidade.

As grandezas são organizadas em grandezas fundamentais e grandezas derivadas.

As grandezas fundamentais, também chamadas de grandezas de base, são: comprimento, massa, tempo, corrente elétrica, temperatura termodinâmica, quantidade de matéria* e intensidade luminosa. Entre as grandezas derivadas temos: velocidade, força, volume molar, densidade, aceleração e muitas outras.

Para simbolizar uma grandeza física deve-se usar uma única letra do alfabeto latino ou grego e quando necessário, utilizar índices e expoentes à essa letra. Os índices e expoentes podem ser constituídos por letras, números ou outros caracteres especificados.

Os símbolos das grandezas físicas devem ser impressos em tipo itálico. Esta norma é válida para tipografia, não se aplicando aos textos datilografados ou manuscritos.

Exemplos: V : símbolo para volume
 m : símbolo para massa
 V_m : símbolo para volume molar

3. SISTEMA INTERNACIONAL DE UNIDADES – SI¹⁰

Uma unidade é uma quantidade tomada arbitrariamente para servir de comparação entre grandezas físicas.

Existem as unidades SI de base e as unidades SI derivadas, de maneira análoga às grandezas.

As unidades SI de base são: metro, quilograma, segundo, ampère, kelvin, mol** e candela.

Entre as unidades SI derivadas temos: metro por segundo, metro cúbico, mol por metro cúbico e muitas outras.

Os símbolos para as unidades devem ser impressos em tipo romano (redondo) e permanecem inalterados no plural.

Exemplos: m : símbolo para a unidade metro
 K : símbolo para a unidade kelvin
 mol : símbolo para a unidade mol

* IUPAC: International Union of Pure and Applied Chemistry
 IUPAP: International Union of Pure and Applied Physics
 BIPM: Bureau International de Pesos e Medidas
 ISO: International Organization for Standardization
 ABNT: Associação Brasileira de Normas Técnicas

* A expressão “quantidade de matéria” corresponde à tradução do francês. Igualmente correta é a expressão “quantidade de substância” correspondente à tradução do inglês.

** O plural da unidade mol, segundo a referência, é “mols”. No entanto “moles” é de uso mais corrente e encontrado no Novo Dicionário da Língua Portuguesa, 1ª edição, de Aurélio Buarque de Holanda Ferreira, ed. Nova Fronteira.

4. MOL

A unidade mol é definida como: "A quantidade de matéria de um sistema contendo tantas entidades elementares quantos átomos existem em 0,012 kg de carbono-12". Quando se utiliza esta unidade, deve-se especificar as entidades elementares que podem ser átomos, moléculas, íons, elétrons, outras partículas ou agrupamento de partículas.

Exemplos: 5 mol de átomos de hélio
12,3 mol de moléculas de água
0,4 mol de íons de ferro (II)

5. PREFIXOS SI

São múltiplos e submúltiplos decimais que podem ser adotados com as unidades SI.

Os símbolos dos prefixos são impressos em tipo redondo, sem espaçamento entre o símbolo do prefixo e o da unidade.

Prefixo	Símbolo	Fator
Exa.	E	10^{-18}
peta	P	10^{15}
tera.	T	10^{12}
giga.	G	10^9
mega.	M	10^6
quilo.	k	10^3
hecto	h	10^2
deca.	da	10
deci.	d	10^{-1}
centi.	c	10^{-2}

mili.	m	10^{-3}
micro	μ	10^{-6}
nano	n	10^{-9}
pico	p	10^{-12}
femto	f	10^{-15}
atto	a	10^{-18}

Exemplos: 27 cm = 27×10^{-2} m
4,5 kmol = $4,5 \times 10^3$ mol
 $5 \text{ mm}^2 = 5 \times (10^{-3} \text{ m})^2 = 5 \times 10^{-6} \text{ m}^2$

6. NOMES ESPECIAIS DE UNIDADES SI DERIVADAS

Algumas unidades derivadas possuem nomes especiais largamente difundidos.

Nome Especial	Símbolo Especial	Símbolo em Unidade de Base
hertz.	Hz	s^{-1}
newton.	N	m kg s^{-2}
pascal.	Pa	$\text{m}^{-1} \text{kg s}^{-2}$
joule.	J	$\text{m}^2 \text{kg s}^{-2}$
watt.	W	$\text{m}^2 \text{kg s}^{-3}$
coulomb.	C	s A
volt.	V	$\text{m}^2 \text{kg s}^{-3} \text{A}^{-1}$
ohm.	Ω	$\text{m}^2 \text{kg s}^{-3} \text{A}^{-2}$

7. TIPOS DE GRANDEZAS, SÍMBOLOS E UNIDADES

A tabela abaixo não esgota as da IUPAC, apenas cita as grandezas mais frequentes, a juízo do autor.

Nome da Grandeza	Símbolo	Nome da Unidade	Símbolo
comprimento.	l	.metro.	m
massa.	m	.quilograma.	kg
tempo.	t	.segundo.	s
intensidade de corrente elétrica.	I	.ampère.	A
temperatura termodinâmica.	T	.kelvin.	K
quantidade de matéria.	n	.mol.	mol
altura.	h	.metro.	m
raio.	r	.metro.	m
diâmetro.	d	.metro.	m
comprimento de onda.	λ	.metro.	m
ângulo plano.	α, β, γ	.radiano.	rad
área.	A	.metro quadrado.	m^2
volume.	V	.metro cúbico.	m^3
frequência.	ν	.hertz.	Hz
velocidade.	v	.metro por segundo.	m s^{-1}
aceleração.	a	.metro por segundo ao quadrado.	m s^{-2}
volume específico.	v	.metro cúbico por quilograma.	$\text{m}^3 \text{kg}^{-1}$
densidade.	ρ	.quilograma por metro cúbico.	kg m^{-3}
densidade relativa.	d	.adimensional.	---

força	F newton	N
peso	G newton	N
trabalho	w joule	J
energia	E joule	J
energia potencial	E _p joule	J
energia cinética	E _k joule	J
potência	P watt	W
pressão	p pascal	Pa
massa atômica relativa de um elemento	A _r adimensional	-----
massa molecular relativa de uma substância	M _r adimensional	-----
massa molar	M quilograma por mol	kg mol ⁻¹
constante de Avogadro	L mol a menos um	mol ⁻¹
número de entidades	N adimensional	-----
fração molar da substância B	x _B adimensional	-----
molalidade do soluto B	m _B mol por quilograma	mol kg ⁻¹
concentração da substância B	c _B ou [B] mol por metro cúbico	mol m ⁻³
concentração em massa do soluto B	ρ _B quilograma por metro cúbico	kg m ⁻³
temperatura Celsius	t grau Celsius	°C
constante dos gases	R joule por kelvin por mol	J K mol ⁻¹
quantidade de calor	q joule	J
energia interna	U joule	J
entalpia	H joule	J
entropia	S joule por kelvin	J K ⁻¹
energia de Gibbs	G joule	J
pressão osmótica	π pascal	Pa
quantidade de eletricidade	Q coulomb	C
potencial elétrico	V volt	V
constante de Faraday	F coulomb por mol	C mol ⁻¹
velocidade da luz	c metro por segundo	m s ⁻¹
resistência elétrica	R ohm	Ω
coeficiente estequiométrico da substância B	ν _B adimensional	-----
constante de equilíbrio termodinâmica	K adimensional	-----
constante de equilíbrio empírica em relação à concentração	K _c depende de Δν	(mol m ⁻³) ^{Δν}
constante de equilíbrio empírica em relação à pressão	K _p depende de Δν	(Pa) ^{Δν}
meia-vida	t _{1/2} segundo	s
pH	pH* adimensional	-----

Desde que n simboliza a grandeza denominada quantidade de matéria, é inconsistente chamar n de "número de moles". Seria o mesmo que chamar m de número de quilogramas, ou t de número de segundos. Aqui confunde-se a unidade com a grandeza, tal como em "voltagem", "amperagem", "quilometragem" e outras.

8. ESCLARECIMENTOS SOBRE ALGUMAS GRANDEZAS

8.1 Molalidade

É a relação entre a quantidade de substância de um soluto e a massa do solvente.

Sua fórmula matemática é: $m_B = n_B/m$

* O símbolo pH constitui uma exceção às regras citadas na Seção 2.

Uma solução apresentando, por exemplo, 0,1 mol kg⁻¹ é frequentemente chamada de solução 0,1 molal ou 0,1 m .

8.2 Concentração

É a relação entre a quantidade de substância de um soluto e o volume de solução.

Sua fórmula matemática é: $c_B = n_B/V$.

Uma solução chamada de 0,1 molar ou 0,1 M, é aquela que apresenta concentração igual a 0,1 mol dm⁻³.

8.3 Molaridade e Normalidade

Estas duas grandezas, ainda encontradas nos textos, não são recomendadas. A molaridade corresponde à concentração.

No entanto a IUPAC publicou recomendações sobre o emprego dos termos “equivalente” e “normal”¹¹.

8.4 Concentração em Massa

É a relação entre a massa de um soluto e o volume da solução.

Sua fórmula matemática é: $\rho_B = m_B/V$.

9. USO DOS ADJETIVOS MOLAR E ESPECÍFICO(A)

A palavra “específico(a)” colocada após o nome de uma grandeza, significa “dividido(a) pela massa”.

A palavra “molar” colocada após o nome de uma grandeza, significa “dividido(a) pela quantidade de matéria”.

Exemplos: volume específico: $v = V/m$
volume molar: $V_m = V/n$

Pelo exposto, a expressão “massa específica” não tem sentido. Como também não tem sentido afirmar que “o volume molar de um gás ideal a uma dada temperatura e pressão é 22,4 dm³”. O correto aqui é 22,4 dm³ mol⁻¹.

10. VALORES DE ALGUMAS CONSTANTES FUNDAMENTAIS

Na tabela figuram (quase sempre) valores com 3 algarismos significativos, o que é mais suficiente na maioria dos casos utilizados em cursos introdutórios.

Grandeza	Símbolo	Valor
constante de Avogadro	L	6,02 x 10 ²³ mol ⁻¹
constante de Faraday	F	9,65 x 10 ⁴ C mol ⁻¹
constante dos gases	R	8,31 J K ⁻¹ mol ⁻¹
zero da escala Celsius	T ₀	273,15 K
unidade de massa atômica	u	1,66 x 10 ⁻²⁷ kg
massa do elétron em repouso	m _e	9,11 x 10 ⁻³¹ kg
massa do próton em repouso	m _p	1,67 x 10 ⁻²⁷ kg
massa do nêutron em repouso	m _n	1,67 x 10 ⁻²⁷ kg
volume molar padrão de um gás ideal	$V_m = RT/p^\theta$ para T = 298,15 K e p ^θ = 10 ⁵ Pa	2,47 x 10 ⁻² m ³ mol ⁻¹

11. NÚMEROS

É aconselhável representar os valores numéricos de uma grandeza com apenas um algarismo, diferente de zero, antecedendo a vírgula.

Convém lembrar que apenas a língua inglesa utiliza “ponto” para separar o inteiro da fração. Todas as demais utilizam a “vírgula”.

Para facilitar a leitura de números com muitos dígitos, estes podem ser agrupados de três em três, a partir da vírgula, deixando-se um espaço entre os grupos. Em hipótese alguma devemos usar o ponto para tal fim.

Exemplos: 7,036 779 53
6,022 045 31 × 10²³
4 583 990 253,707 3

12. SÍMBOLOS PARA ELEMENTOS QUÍMICOS

Os símbolos devem ser impressos em tipo redondo, sem necessidade de ponto final, exceto quando ocorrerem no final de uma sentença.

A Comissão de Nomenclatura em Química Inorgânica da IUPAC, publicou recomendações para a nomenclatura sistemática dos elementos químicos com número atômico superior a 100. Neste caso, os símbolos teriam três letras¹².

Os símbolos deverão ter a primeira letra maiúscula e as demais minúsculas.

Exemplos: N; He; Unq (elemento 104); Ubn (elemento 120)

13. INDICAÇÃO DE ÍNDICES NO SÍMBOLO ATÔMICO

O número de massa deve ser indicado como expoente ao lado esquerdo do símbolo.

O número atômico deve ser indicado como índice ao lado esquerdo do símbolo.

A carga do íon deve ser indicada como expoente ao lado direito do símbolo.

O número de átomos existentes em uma molécula deve ser indicada como índice ao lado direito do símbolo.

Na indicação da carga do íon, indica-se primeiro o número em algarismo arábico e a seguir o sinal + ou -. O número “um” não precisa ser indicado. No caso de íons poli-atômicos, a indicação é feita após o último símbolo sem necessidade de parênteses.

Exemplos: ${}^4_2\text{He}$; ${}^{32}_{16}\text{S}_2^{2+}$; Fe^{3+} ; H_3O^+ ; SO_3^{2-}

14. ISÓTOPOS

Nuclídeos diferentes com mesmo número atômico são chamados de isótopos. Os isótopos devem ter o mesmo

nome e símbolo, exceto para o elemento hidrogênio onde são usados os nomes prótio para o nuclídeo ${}^1_1\text{H}$, deutério para o nuclídeo ${}^2_1\text{H}$ (também simbolizado por D) e trítio para o nuclídeo ${}^3_1\text{H}$ (também simbolizado por T).

Elementos que não apresentam isótopos devem ser chamados de mononuclídicos. Não tem sentido afirmar que o elemento sódio é constituído de um isótopo, ele é mononuclídico.

Exemplos: os isótopos do elemento magnésio são: magnésio-24, magnésio-25 e magnésio-26.

O elemento flúor é mononuclídico (${}^{19}_9\text{F}$).

15. SÍMBOLOS PARA PARTÍCULAS

Devem ser impressos em tipo redondo. A carga elétrica das partículas pode ser acrescentada como expoente ao lado direito do símbolo.

Exemplos: nêutron: n ou n^0
 próton: p ou p^+
 elétron: e ou e^-
 partícula alfa: α ou α^{2+} ou ${}^4_2\alpha$
 fóton: γ
 dêuteron: d ou d^+
 trítion: t ou t^+

16. SÍMBOLOS PARA ESPECTROSCOPIA

Devem ser impressos em tipo redondo.

No lugar de l = 0, 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 8, 9, 10, ... pode-se empregar as letras s, p, d, f, g, h, i, k, l, m, n, ... respectivamente.

A configuração eletrônica de um átomo é indicada por: $(nl)^k (n'l')k'$...

Exemplos: $(1s)^2(2s)^2(2p)^6(3s)^2(3p)^4$

17. GRUPOS DE ELEMENTOS⁽¹³⁾

A IUPAC aceita os seguintes nomes coletivos:

17.1 HALOGÊNIOS: F, Cl, Br, I e At.

17.2 CALCOGÊNIOS: O, S, Se, Te e Po.

17.3 METAIS ALCALINOS: Li, Na, K, Rb, Cs e Fr.

17.4 METAIS ALCALINO-TERROSOS: Ca, Sr, Ba e Ra.

17.5 GASES NOBRES: He, Ne, Ar, Kr, Xe e Rn.

17.6 TERRAS RARAS: Sc, Y, La, Ce, Pr, Nd, Pm, Sm, Eu, Gd, Tb, Dy, Ho, Er, Tm, Yb e Lu.

17.7 LANTANÓIDES: La, Ce, Pr, Nd, Pm, Sm, Eu, Gd, Tb, Dy, Ho, Er, Tm, Yb e Lu.

17.8 ACTINÓIDES: Ac, Th, Pa, U, Np, Pu, Cm, Bk, Cf, Es, Fm, Md, No e Lr.

17.9 ELEMENTOS DE TRANSIÇÃO: São aqueles cujos átomos apresentam sub-nível d incompleto ou produzem cátions com sub-nível d incompleto.

Os elementos podem ser classificados em metais, semi-metais e não-metais.

18. TABELA PERIÓDICA

A American Chemical Society⁽¹⁴⁾ recomenda uma nova numeração para os grupos da tabela periódica. Nesta proposta os grupos são numerados de 1 a 18, com a adição das letras d e f para indicar os elementos dos "blocos d e f".

1																	18
1H																	2He
3Li	4Be											5B	6C	7N	8O	9F	10Ne
11Na	12Mg											13Al	14Si	15P	16S	17Cl	18Ar
19K	20Ca	21Sc	22Ti	23V	24Cr	25Mn	26Fe	27Co	28Ni	29Cu	30Zn	31Ga	32Ge	33As	34Se	35Br	36Kr
37Rb	38Sr	39Y	40Zr	41Nb	42Mo	43Tc	44Ru	45Rh	46Pd	47Ag	48Cd	49In	50Sn	51Sb	52Te	53I	54Xe
55Cs	56Ba	57La	72Hf	73Ta	74W	75Re	76Os	77Ir	78Pt	79Au	80Hg	81Tl	82Pb	83Bi	84Po	85At	86Rn
87Fr	88Ra	89Ac	104Unq	105Unp	106Unh	107Uns											

58Ce	59Pr	60Nd	61Pm	62Sm	63Eu	64Gd	65Tb	66Dy	67Ho	68Er	69Tm	70Yb	71Lu
------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------

90Th	91Pa	92U	93Np	94Pu	95Am	96Cm	97Bk	98Cf	99Es	100Fm	101Md	102No	103Lr
------	------	-----	------	------	------	------	------	------	------	-------	-------	-------	-------

A IUPAC ainda não oficializou tal recomendação, mas Kazuo Yamasaki, da Comissão de Nomenclatura de Química Inorgânica da IUPAC, falando no simpósio de nomenclatura de Honolulu⁽¹⁵⁾ disse que a Comissão recomendará a proposta da ACS, mas sem as letras "d" e "f".

No modelo apresentado neste artigo, segue-se a sugestão de Yamasaki.

De acordo com a nova numeração, o Fe figura no grupo 8, o Pb no grupo 14 e o Ne no grupo 18 (vide modelo).

19. NÚMERO DE OXIDAÇÃO

O número de oxidação de um elemento, em qualquer espécie química, é a carga que o elemento apresentaria se os elétrons de cada ligação onde átomos desse elemento participam, fossem adquiridos pelo átomo mais eletronegativo.

Por convenção, o número de oxidação do hidrogênio quando ligado a não-metais é positivo.

Para simbolizar o número de oxidação, utiliza-se o sistema de numeração romano e o algarismo arábico zero. Quando o número de oxidação for negativo, deve-se colocar o sinal negativo antes do algarismo.

Exemplos: MnO_4^- : o oxigênio apresenta número de oxidação - II e o manganês apresenta VII.

CH_4 : o hidrogênio apresenta número de oxidação I e o carbono apresenta - IV.

P_4 : o número de oxidação do fósforo é 0.

O número de oxidação também aparece na nomenclatura, neste caso é colocado entre parênteses:

Exemplos: Fe^{3+} : ferro (III)

Cu^+ : cobre (I)

20. SÍMBOLOS PARA ESTADO DE AGREGAÇÃO

Os símbolos devem ser impressos em tipo redondo e colocados entre parênteses após o símbolo da grandeza ou substância química.

ESTADO DE AGREGAÇÃO	SÍMBOLO
gás ou vapor	g
líquido	l
sólido	s
fase condensada	cd
fluido	fl
cristal líquido	lc
sólido cristalino	cr
sólido amorfo	am
substância vítrea	vit
forma monomérica	mon
forma polimérica	pol
solução	sln
solução aquosa	aq

Além destes símbolos, outras informações adicionais po-

dem ser colocadas na forma de índices ou expoentes.

São recomendados os seguintes expoentes:

o ou * : substância pura

o ou \ominus : estado padrão

id : ideal

∞ : diluição infinita

‡ : complexo ativado

Exemplos: $KBr(s)$: brometo de potássio no estado sólido.

$NaOH(aq)$: solução aquosa de hidróxido de sódio.

$S_m^\ominus(g)$: entropia molar padrão de um gás.

$\rho^*(1, 330 K)$: densidade de um líquido puro na temperatura de 330 K.

21. SÍMBOLOS PARA PROCESSOS TERMODINÂMICOS

Os símbolos devem ser impressos em tipo redondo e colocados como índices.

PROCESSO	SÍMBOLO
vaporização	vap
sublimação	sub
fusão	fus
dissolução	sol
diluição de uma solução	dil
reação química	r
reação de combustão	c

Exemplos: $\Delta_{sub} S_m^\ominus$: variação de entropia molar padrão no processo de sublimação, i.e., $S_m^\ominus(g) - S_m^\ominus(s)$.

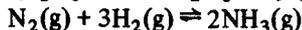
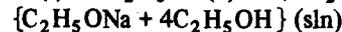
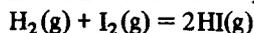
$\Delta_{sol} H_m$ ($B, x_B = 0,1$): variação na entalpia devido a dissolução de um mol do soluto B em um solvente para formar uma solução cuja fração molar é 0,1.

22. SÍMBOLOS PARA EQUAÇÕES QUÍMICAS

As primeiras letras do alfabeto são recomendadas para indicar os reagentes e as últimas para indicar os produtos.

Para separar os reagentes dos produtos, pode-se empregar os sinais: =, \rightarrow e \rightleftharpoons , este último quando a ênfase é para um sistema em equilíbrio.

Exemplos: $aA + bB + \dots = \dots + yY + zZ$



23. CONVENÇÕES REFERENTES ÀS CÉLULAS GALVÂNICAS

Uma célula galvânica pode ser representada por um diagrama.

Por exemplo, a reação simbolizada ou $\text{Cu} + \text{Zn}^{2+} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{Zn}$ implica no diagrama: $\text{Cu} | \text{Cu}^{2+} | \text{Zn}^{2+} | \text{Zn}$.

Da mesma forma, o diagrama: $\text{Zn} | \text{Zn}^{2+} | \text{Cu}^{2+} | \text{Cu}$ corresponderá à reação simbolizada por $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$.

O potencial de eletrodo de uma meia-célula é definido como a força eletromotriz de uma célula onde o eletrodo da esquerda é o eletrodo padrão de hidrogênio e o da direita é o eletrodo em questão.

Por exemplo, para o eletrodo de zinco o diagrama fica: $\text{Pt} | \text{H}_2 | \text{H}^+ | \text{Zn}^{2+} | \text{Zn}$, que corresponde à reação simbolizada por $\text{Zn}^{2+} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Zn} + 2\text{H}^+$. No estado padrão, a força eletromotriz dessa célula apresenta o valor 0,763 V. Portanto o potencial de eletrodo do zinco será -0,763 V.

AGRADECIMENTOS

Agradeço ao "anônimo assessor de QN" pelas sugestões apresentadas bem como pelo incentivo.

REFERÊNCIAS

- 1 Peixoto, Eduardo M.A. *Química Nova*, 4 (1): 30, 1981.
- 2 Collins, Carol H. et alli. *Química Nova*, 5 (4): 115-18, 1982.
- 3 Alencastro, R. Bicca de. *Química Nova*, 5 (3): 67-104, 1982.
- 4 Ferreira, Ana M. da C. et alli. *Química Nova*, 7 (1): 9-15, 1984.
- 5 Alencastro, R. Bicca de e Wircker Laura F. *Química Nova*, 7 (3): 150-67, 1984.
- 6 McGlashan, M.L. Manual of Symbols and Terminology for Physicochemical Quantities and Units. *Pure Appl. Chem.*, 51: 1-41, 1979.
- 7 Laidler, Keith J. Symbolism and Terminology in Chemical Kinetics. *Pure Appl. Chem.*, 53: 753-71, 1981.
- 8 Cox, J.D. Notation for States and Processes, Significance of the word Standard in Chemical Thermodynamics, and Remarks on Commonly Tabulated Forms of Thermodynamic Functions. *Pure Appl. Chem.*, 54: 1239-50, 1982.
- 9 Maas, A.H. et alli. Physicochemical Quantities and Units in Clinical Chemistry with Special Emphasis on Activities and Activity Coefficients. *Pure Appl. Chem.*, 56: 567-94, 1984.
- 10 Instituto Nacional de Pesos e Medidas. *Sistema Internacional de Unidades*. Rio de Janeiro, I.N.P.M., 1971, 50 p.
- 11 West, T.S. Recommendations on the Usage of the Terms "Equivalent" and "Normal". *Pure Appl. Chem.*, 50: 325-38, 1978.
- 12 Chatt, J. Recommendations for the Naming of Elements of Atomic Numbers Greater than 100. *Pure Appl. Chem.*, 51: 381-84, 1979.
- 13 Commission on the Nomenclature of Inorganic Chemistry of the International Union of Pure and Applied Chemistry. Nomenclature of Inorganic Chemistry. *Pure Appl. Chem.*, 28: 1-103, 1971.
- 14 Loening, K.L. Recommended Format for the Periodic Table of the Elements. *J. Chem. Ed.*, 61: 136, 1984.
- 15 Group Notation Revised in Periodic Table. *Chem. Eng. News*, 63 (5): 26-7, 1985.

EDUCAÇÃO

EXERCÍCIOS DE ELETROQUÍMICA ATRAVÉS DA OPERAÇÃO PRÉVIA E DOS ASPECTOS QUALITATIVOS: DESCRIÇÃO E CONSIDERAÇÕES SOBRE OS RESULTADOS DA APLICAÇÃO

Dácio Rodney Hartwig

Departamento de Tecnologia Educacional – Universidade Federal de São Carlos
C. Postal 676; 13.560 – São Carlos (SP)

INTRODUÇÃO

Com muita frequência os alunos resolvem exercícios, principalmente em Físico-Química, utilizando-se de fórmulas matemáticas já em seu estado final, sem que sejam acompanhadas das relações conceituais entre as variáveis que as determinam. Por outro lado, é também comum a resolução de exercícios envolvendo conceitos e princípios fundamentais mas cujos significados acabam sendo reprimidos face à excessiva ênfase na manipulação algébrica.

Em ambos os casos se produz no aluno a supressão de conhecimentos que, entretanto, podem ser tornados visíveis quando se considera o desenvolvimento teórico de um texto e exercícios especialmente elaborados de modo a salientar as duas situações.

A importância e maiores considerações sobre isso já destacamos em trabalhos anteriores^{1,3} onde procuramos mostrar a necessidade de pelo menos dois componentes no ensino da Química: a) operação prévia dos fatores isolados e relacionados que determinam uma generalização (fórmula, definição, regra, etc.).