

Resol els exercicis autoavaluables del tema i respon la consulta a moodle especificant quants d'ells has fet bé i quants malament. Respondre aquesta consulta és obligatori per poder accedir a propers lliuraments dins l'assignatura.

Les respostes als exercicis es poden trobar al final del document i també compilades a <https://biocomputing-teaching.github.io/WebQuimicaAutomocio/pdf/Exercise.pdf>

Exercici Autoavaluable I. Combustió del benzè

Si 8,20 g de C_6H_6 (benzè) es combinen amb oxigen en una reacció de combustió, quants grams d' H_2O es produiran?

Exercici Autoavaluable II. Fórmula empírica d'un compost petroquímic

Després de la combustió en excés d'oxigen, 12,501 g d'un compost petroquímic van produir 38,196 g de diòxid de carboni i 18,752 g d'aigua. Una anàlisi prèvia va determinar que el compost no conté oxigen. Estableix la seva fórmula empírica.

Exercici Autoavaluable III. Fórmula empírica d'un compost $C_xH_yN_z$

Durant l'anàlisi per combustió d'un compost desconegut que conté només carboni, hidrogen i nitrogen, es van mesurar 12,923 g de diòxid de carboni (CO_2) i 6,608 g d'aigua (H_2O). El tractament del nitrogen amb gas H_2 va donar com a resultat 2,501 g d'amoníac (NH_3). La combustió completa de 11,014 g del compost va necessitar 10,573 g d'oxigen (O_2). Quina és la fórmula empírica del compost?

Exercici Autoavaluable IV. Fonent gel

Calcula l'increment d'energia i d'entalpia en fondre 1 mol de gel. Els volums molars del gel i l'aigua són 0.0196 L/mol i 0.0180 L/mol, respectivament. La calor de fusió de l'aigua és $\Delta H_f = 6.01$ kJ/mol.

Exercici Autoavaluable V. Energia interna de la combustió del grafit

Càlcul de ΔU per a la combustió del grafit a CO (gas) en condicions estàndard (298 K i 1 atm), si l'entalpia de combustió del grafit a CO (ΔH): $-110,5$ kJ mol $^{-1}$. El grafit té un volum molar de 0,0053 L mol $^{-1}$.

Exercici Autoavaluable VI. Energia interna de la combustió del propà

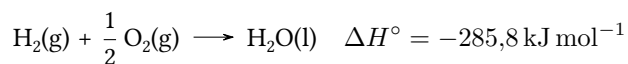
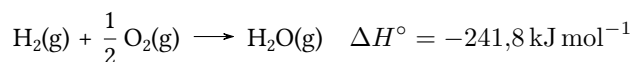
Determinar la variació d'energia interna per al procés de combustió d'1 mol de propà a 25 °C i 1 atm, si la variació d'entalpia, en aquestes condicions, val $-2219,8$ kJ.

Exercici Autoavaluable VII. Calor normal de reacció

Calcula la calor normal de la reacció $\text{Fe}_2\text{O}_{3(s)} + 3 \text{H}_{2(g)} \longleftrightarrow 2 \text{Fe}_{(s)} + 3 \text{H}_2\text{O}_{(aq)}$

Exercici Autoavaluable VIII. Entalpia de vaporització de l'aigua

Determineu l'entalpia de vaporització de l'aigua en condicions estàndard a partir de les següents reaccions:



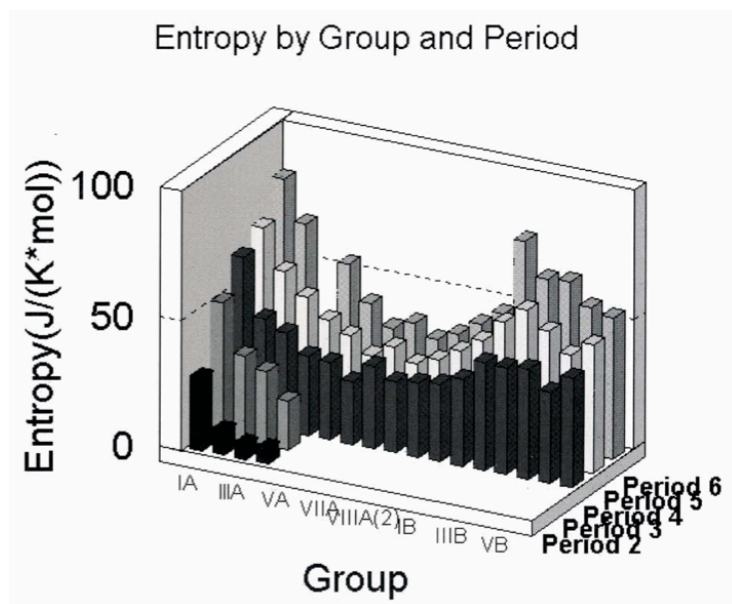
Exercici Autoavaluable IX. Entalpia de reacció

Tenint en compte aquestes energies d'enllaç:

	$E_b / \text{kJ mol}^{-1}$
C-O al monòxid de carboni	+1077
C-O al diòxid de carboni	+805
O-H	+464
H-H	+436

Calcula l'entalpia de la reacció: $\text{CO}_{(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)} \longrightarrow \text{CO}_{2(g)} + \text{H}_{2(g)}$

Exercici Autoavaluable X. Entropia i taula periòdica



La Figura mostra l'entropia normal S_{298}° per a elements de la taula periòdica, exclosos elements poliatòmics i que no formen sòlids.[1] Pots explicar:

1. perquè l'entropia augmenta en augmentar el període (n més gran);
2. perquè l'entropia decreix al centre de cada període;i
3. quin és l'efecte d'un augment de l'empaquetament o del grau de coordinació dels elements en l'entropia?

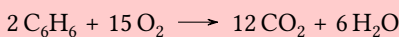
Solucions

Exercici Autoavaluable I. Combustió del benzè

Si 8,20 g de C_6H_6 (benzè) es combinen amb oxigen en una reacció de combustió, quants grams d' H_2O es produiran?

Resposta

Equació química equilibrada:



$$\text{Massa molar de } C_6H_6 = 6(12,01) + 6(1,008) = 78,11 \text{ g/mol}$$

$$\text{Massa molar d}'H_2O = 2(1,008) + 16,00 = 18,016 \text{ g/mol}$$

$$8,20 \text{ g } C_6H_6 \times \frac{1 \text{ mol } C_6H_6}{78,11 \text{ g } C_6H_6} \times \frac{6 \text{ mols } H_2O}{2 \text{ mols } C_6H_6} \times \frac{18,016 \text{ g } H_2O}{1 \text{ mol } H_2O} = 5,68 \text{ g } H_2O$$

Exercici Autoavaluable II. Fórmula empírica d'un compost petroquímic

Després de la combustió en excés d'oxigen, 12,501 g d'un compost petroquímic van produir 38,196 g de diòxid de carboni i 18,752 g d'aigua. Una anàlisi prèvia va determinar que el compost no conté oxigen. Estableix la seva fórmula empírica.

Resposta

Sabem que el compost només conté carboni i hidrogen. L'objectiu és determinar les masses d'aquests elements i trobar la seva relació molar.

Cada mol de CO_2 conté 1 mol de carboni, per tant, utilitzem un factor de conversió:

$$\text{Massa molar de } CO_2 = 12,01 + 2(16,00) = 44,01 \text{ g/mol}$$

$$38,196 \text{ g } CO_2 \times \frac{1 \text{ mol } CO_2}{44,01 \text{ g } CO_2} \times \frac{1 \text{ mol } C}{1 \text{ mol } CO_2} \times \frac{12,01 \text{ g } C}{1 \text{ mol } C} = 10,426 \text{ g de } C$$

Cada mol de H_2O conté 2 mols d'hidrogen:

$$\text{Massa molar de } H_2O = 2(1,008) + 16,00 = 18,016 \text{ g/mol}$$

$$18,752 \text{ g } H_2O \times \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18,016 \text{ g } H_2O} \times \frac{2 \text{ mols } H}{1 \text{ mol } H_2O} \times \frac{1,008 \text{ g } H}{1 \text{ mol } H} = 2,100 \text{ g de } H$$

$$\text{Massa total calculada} = 10,426 \text{ g C} + 2,100 \text{ g H} = 12,526 \text{ g}$$

Podem comprovar que el pes de C i H en els productes iguala el pes dels mateixos elements en els reactius. Com que el valor inicial és de 12,501 g, la diferència es deu a errors d'arrodoniment.

Ara ens interessa veure en quina proporció estan els mols de C i H en el compost inicial:

$$\frac{10,426 \text{ g C}}{12,01 \text{ g/mol}} = 0,868 \text{ mols C}$$

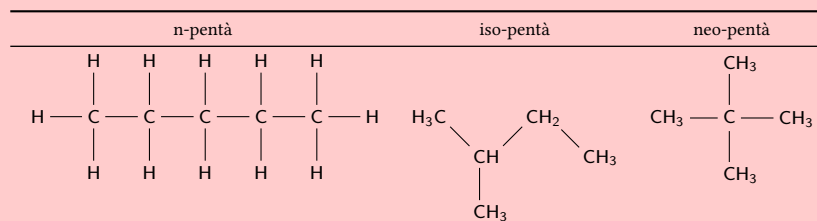
$$\frac{2,100 \text{ g H}}{1,008 \text{ g/mol}} = 2,083 \text{ mols H}$$

a partir d'aquests valors podem calcular la fórmula empírica, dividint per qualsevol dels dos i aleshores fent que els valors obtinguts siguin nombres enters:

$$\frac{0,868}{0,868} = 1$$

$$\frac{2,083}{0,868} = 2,4$$

Per obtenir nombres enters, multipliquem per 5, i obtenim la fórmula empírica del compost: C_5H_{12} (pentà). No sabem en quina forma es presentarà, però, el pentà de totes les mostrades a la taula:

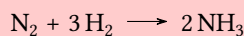
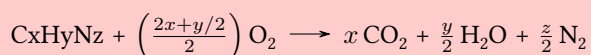


Exercici Autoavaluable III. Formula empírica d'un compost $C_xH_yN_z$

Durant l'anàlisi per combustió d'un compost desconegut que conté només carboni, hidrogen i nitrogen, es van mesurar 12,923 g de diòxid de carboni (CO_2) i 6,608 g d'aigua (H_2O). El tractament del nitrogen amb gas H_2 va donar com a resultat 2,501 g d'amoníac (NH_3). La combustió completa de 11,014 g del compost va necessitar 10,573 g d'oxigen (O_2). Quina és la fórmula empírica del compost?

Resposta

Escrivim primer les equacions químiques:



L'important és veure que tot el carboni (en forma de CO_2) que apareix a la primera equació prové del contingut al compost problema, com també passa amb tot l'hidrogen (en forma de H_2O) i tot el nitrogen en forma de NH_3 . Per tant, només ens cal trobar els mols generats de cadascun dels tres elements i la seva proporció en els productes serà la que existia als reactius.

Càlcul del nombre de mols de carboni

$$\begin{aligned} 12,923 \text{ g } CO_2 &\times \frac{1 \text{ mol } CO_2}{44,011 \text{ g } CO_2} \times \frac{1 \text{ mol } C}{1 \text{ mol } CO_2} \\ &= \frac{12,923}{44,011} = 0,29363 \text{ mols de } C \end{aligned}$$

Càlcul del nombre de mols d'hidrogen (notar que la segona reacció és a part de la primera; en la segona reacció usem un excés d'hidrogen addicional per transformar el nitrogen en un altre compost: amoníac):

$$\begin{aligned} 6,608 \text{ g } H_2O &\times \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18,02 \text{ g } H_2O} \times \frac{2 \text{ mols } H}{1 \text{ mol } H_2O} \\ &= \frac{6,608 \times 2}{18,02} = 0,7334 \text{ mols de } H \end{aligned}$$

Càlcul del nombre de mols de nitrogen:

$$2,501 \text{ g NH}_3 \times \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17,04 \text{ g NH}_3} \times \frac{1 \text{ mol N}}{1 \text{ mol NH}_3}$$
$$= \frac{2,501}{17,04} = 0,1468 \text{ mols de N}$$

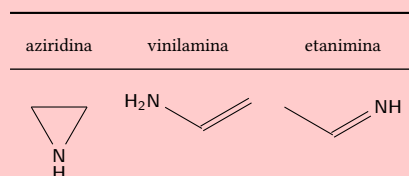
Dividim tots els valors entre el menor nombre de mols (0,1468):

$$\frac{0,29363}{0,1468} = 2 \quad (\text{mol C})$$

$$\frac{0,7334}{0,1468} = 5 \quad (\text{mol H})$$

$$\frac{0,1468}{0,1468} = 1 \quad (\text{mol N})$$

La fórmula empírica del compost és $\text{C}_2\text{H}_5\text{N}$, que pot correspondre a diversos isòmers:



Exercici Autoavaluable IV. Fonent gel

Calcula l'increment d'energia i d'entalpia en fondre 1 mol de gel. Els volums molars del gel i l'aigua són 0.0196 L/mol i 0.0180 L/mol, respectivament. La calor de fusió de l'aigua és $\Delta H_f = 6.01 \text{ kJ/mol}$.

Resposta

L'increment d'entalpia (ΔH) en fondre 1 mol de gel és simplement la calor de fusió:

$$\Delta H = \Delta H_f = 6.01 \text{ kJ/mol}$$

Els volums molars del gel i l'aigua són 0.0196 L/mol i 0.0180 L/mol, respectivament.

L'increment d'energia interna (ΔU) es pot calcular utilitzant la relació entre entalpia i energia interna:

$$\Delta H = \Delta U + P\Delta V$$

On P és la pressió i ΔV és el canvi de volum. El canvi de volum ΔV es pot calcular com:

$$\Delta V = V_{\text{liquid}} - V_{\text{solid}} = 0.0180 \text{ L/mol} - 0.0196 \text{ L/mol} = -0.0016 \text{ L/mol}$$

Convertint el canvi de volum a metres cúbics:

$$\Delta V = -0.0016 \text{ L/mol} \times \frac{1 \text{ m}^3}{1000 \text{ L}} = -1.6 \times 10^{-6} \text{ m}^3/\text{mol}$$

Assumint que la pressió és 1 atm (101.3 kPa):

$$P\Delta V = 101.3 \text{ kPa} \times (-1.6 \times 10^{-6} \text{ m}^3/\text{mol}) = -0.000162 \text{ kJ/mol}$$

Així doncs, l'increment d'energia interna és:

$$\Delta U = \Delta H - P\Delta V = 6.01 \text{ kJ/mol} - (-0.000162 \text{ kJ/mol}) = 6.010162 \text{ kJ/mol}$$

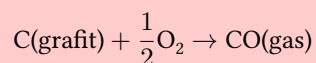
Per tant, l'increment d'energia interna en fondre 1 mol de gel és aproximadament 6.01 kJ/mol, no significativament diferent de l'increment d'entalpia.

Exercici Autoavaluable V. Energia interna de la combustió del grafit

Càlcul de ΔU per a la combustió del grafit a CO (gas) en condicions estàndard (298 K i 1 atm), si l'entalpia de combustió del grafit a CO (ΔH): $-110,5 \text{ kJ mol}^{-1}$. El grafit té un volum molar de $0,0053 \text{ L mol}^{-1}$.

Resposta

La reacció de combustió del grafit a CO (gas) es pot escriure com:



Per calcular el canvi d'energia interna (ΔU) per a aquesta reacció, utilitzarem la relació entre ΔU i ΔH (entalpia de reacció):

$$\Delta U = \Delta H - \Delta(PV) = \Delta H - \Delta n_g RT$$

on:

- ΔH és l'entalpia de combustió del grafit a CO.
- Δn_g és el canvi en el nombre de mols de gasos.
- R és la constant dels gasos ideals ($8,314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$).
- T és la temperatura en Kelvin.

Per a la reacció de combustió del grafit a CO:

$$\Delta n_g = n_{\text{productes}} - n_{\text{reactius}} = 1 - \frac{1}{2} = \frac{1}{2}$$

Un mol de gas a condicions estàndard ocupa un volum de 22,4 L. Per tant, el canvi de 11.2 litres de gas a 298 K fa que la desaparició del grafit ($0,0053 \text{ L mol}^{-1}$) sigui menyspreable.

Així doncs, ΔU es calcula com:

$$\Delta U = \Delta H - \frac{1}{2}RT$$

L'entalpia de combustió del grafit a CO (ΔH) és aproximadament $-110,5 \text{ kJ mol}^{-1}$. Agafant la temperatura de 298 K:

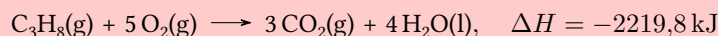
$$\begin{aligned}\Delta U &= -110,5 \text{ kJ mol}^{-1} - \frac{1}{2} \cdot 8,314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 298 \text{ K} \times 10^{-3} \text{ kJ J}^{-1} \\ &= -110,5 \text{ kJ mol}^{-1} - 1,239 \text{ kJ mol}^{-1} \\ &= -111,739 \text{ kJ mol}^{-1}\end{aligned}$$

Exercici Autoavaluable VI. Energia interna de la combustió del propà

Determinar la variació d'energia interna per al procés de combustió d'1 mol de propà a 25°C i 1 atm, si la variació d'entalpia, en aquestes condicions, val $-2219,8 \text{ kJ}$.

Resposta

Escrivim primer la reacció igualada



Increment de mols de gasos:

$$n_{\text{reactius}} = 1 + 5 = 6; \quad n_{\text{productes}} = 3 \quad \Rightarrow \Delta n = -3$$

$$\begin{aligned} \Delta U &= \Delta H - \Delta n R T \\ &= -2219,8 \text{ kJ} + 3 \text{ mol} \times 8,3145 \times 10^{-3} \text{ kJ mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times 298 \text{ K} = -2212 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Exercici Autoavaluable VII. Calor normal de reacció

Calcula la calor normal de la reacció $\text{Fe}_2\text{O}_{3(s)} + 3 \text{H}_{2(g)} \longleftrightarrow 2 \text{Fe}_{(s)} + 3 \text{H}_2\text{O}_{(aq)}$

Resposta

La reacció donada és:



Per calcular la calor normal de reacció, fem servir les entalpies de formació estàndard ΔH_f° de les substàncies implicades. Els valors típics són:

Compost	ΔH_f° (kJ mol ⁻¹)
$\text{Fe}_2\text{O}_{3(s)}$	-824,2 kJ mol ⁻¹
$\text{H}_{2(g)}$	0 kJ mol ⁻¹
$\text{Fe}_{(s)}$	0 kJ mol ⁻¹
$\text{H}_2\text{O}_{(aq)}$	-285,8 kJ mol ⁻¹

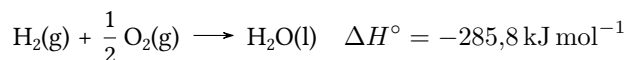
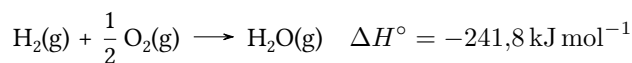
L'entalpia de reacció es calcula com:

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= \sum \Delta H_f^\circ(\text{productes}) - \sum \Delta H_f^\circ(\text{reactius}) \\ &= [2 \times 0 + 3 \times (-285,8)] - [-824,2 + 3 \times 0] \\ &= [-857,4] - [-824,2] \\ &= -33,2 \text{ kJ mol}^{-1} \end{aligned}$$

Per tant, la calor normal de la reacció és $-33,2 \text{ kJ mol}^{-1}$.

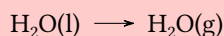
Exercici Autoavaluable VIII. Entalpia de vaporització de l'aigua

Determineu l'entalpia de vaporització de l'aigua en condicions estàndard a partir de les següents reaccions:



Resposta

L'entalpia de vaporització de l'aigua en condicions estàndard es defineix com:



i es pot obtenir restant les dues equacions:

$$\Delta H_{\text{vap}}^\circ = \Delta H^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{g})) - \Delta H^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{l}))$$

$$\Delta H_{\text{vap}}^\circ = -241,8 \text{ kJ mol}^{-1} - (-285,8 \text{ kJ mol}^{-1}) = \Delta H_{\text{vap}}^\circ = 44,0 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Exercici Autoavaluable IX. Entalpia de reacció

Tenint en compte aquestes energies d'enllaç:

	$E_b / \text{kJ mol}^{-1}$
C-O al monòxid de carboni	+1077
C-O al diòxid de carboni	+805
O-H	+464
H-H	+436

Calcula l'entalpia de la reacció: $\text{CO}_{(\text{g})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{g})} \longrightarrow \text{CO}_{2(\text{g})} + \text{H}_{2(\text{g})}$

Resposta

La reacció donada és:



on el CO té un triple enllaç $\text{C}\equiv\text{O}$ i el CO_2 té dos dobles enllaços $\text{O}=\text{C}=\text{O}$ (és a dir, estem parlant d'enllaços diferents amb diferents energies d'enllaç). a la molècula d'aigua, per

la seva banda, hi ha dos enllaços O–H. Per calcular l'entalpia de reacció, utilitzem les energies d'enllaç proporcionades.

Trencament d'enllaços (requereix energia):

- 1 enllaç C–O a CO: 1077 kJ mol^{-1}
- 2 enllaços O–H a H_2O : $2 \times 464 \text{ kJ mol}^{-1} = 928 \text{ kJ mol}^{-1}$

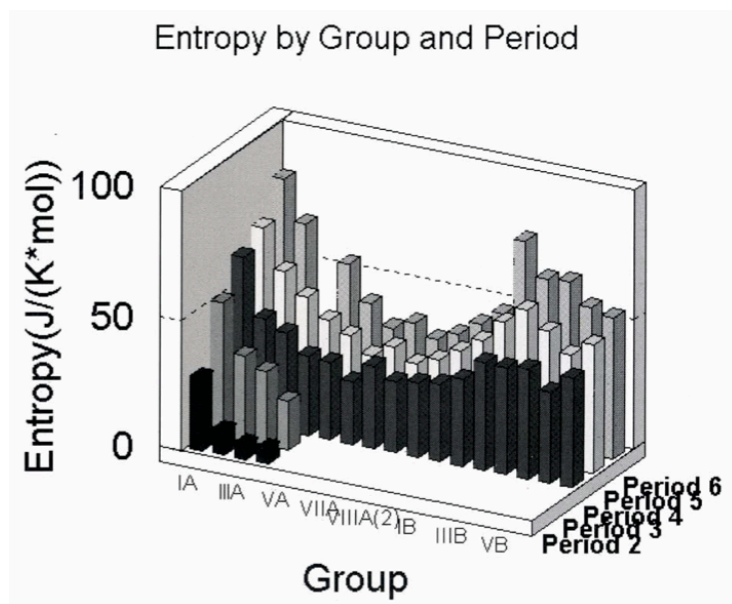
Formació d'enllaços (allibera energia):

- 2 enllaços C–O a CO_2 : $2 \times 805 \text{ kJ mol}^{-1} = 1610 \text{ kJ mol}^{-1}$
- 1 enllaç H–H en H_2 : 436 kJ mol^{-1}

El càlcul de l'entalpia alliberada durant la reacció és (notar els signes):

$$\begin{aligned}\Delta H &= \text{energia trencament} - \text{energia formació} \\ &= (1077 \text{ kJ mol}^{-1} + 928 \text{ kJ mol}^{-1}) - (1610 \text{ kJ mol}^{-1} + 436 \text{ kJ mol}^{-1}) \\ &= 2005 \text{ kJ mol}^{-1} - 2046 \text{ kJ mol}^{-1} \\ &= -41 \text{ kJ mol}^{-1}\end{aligned}$$

Exercici Autoavaluable X. Entropia i taula periòdica



La Figura mostra l'entropia normal S_{298}° per a elements de la taula periòdica, exclosos elements poliatòmics i que no formen sòlids.[1] Pots explicar:

1. perquè l'entropia augmenta en augmentar el període (n més gran);
2. perquè l'entropia decreix al centre de cada període;i
3. quin és l'efecte d'un augment de l'empaquetament o del grau de coordinació dels elements en l'entropia?

Bibliografia

- [1] Travis Thoms. “Periodic Trends for the Entropy of Elements”. A: J. Chem. Educ. 72.1 (gen. de 1995). Publisher: American Chemical Society, pàg. 16. ISSN: 0021-9584. DOI: [10.1021/ed072p16](https://doi.org/10.1021/ed072p16). URL: <https://doi.org/10.1021/ed072p16> (cons. 09-08-2023).