

# CHIMIE

ANORGANICĂ



MATERIAL ELABORAT CORESPUNZÂND  
CERINTELOR DE BACALAUREAT 2016

© 2016 PRESSTERN SOLUTIONS

# Cuprins

## Structura atomului

<b>Atomul. Particula. Molecula</b> .....	<b>1</b>
<b>Modele atomice</b> .....	<b>4</b>
A.) Modelul lui J.J. Thomson .....	4
B.) Modelul lui Rutherford sau modelul "planetar" al atomului .....	4
C.) Modelul lui Bohr.....	4
<b>Tipuri de orbitali</b> .....	<b>5</b>
<b>Occuparea cu electroni a nivelelor energetice. Configurații electronice</b> ....	<b>7</b>

## Sistemul periodic

<b>Structura sistemului periodic</b> .....	<b>9</b>
--	----------

## Legături chimice

<b>Legături între atomi</b> .....	<b>14</b>
Legătura ionică sau electrovalența. Rețele ionice .....	14
Legătura covalentă sau covalența .....	16
Legătura covalentă nepolară.....	17
Legătura covalentă polară.....	18
Legătura covalentă coordinativă. Combinații complexe .....	19
Legătura metalică.....	21
<b>Legături între molecule</b> .....	<b>22</b>
Legături van der Waals .....	22
Legătura de hidrogen.....	22

## Soluții

<b>Soluții. Dizolvarea</b> .....	<b>23</b>
<b>Solubilitatea</b> .....	<b>24</b>
<b>Exprimarea concentrației</b> .....	<b>25</b>
<b>Cristalohidrați</b> .....	<b>27</b>

## Legile gazelor

<b>Starea gazoasă. Gazul ideal</b> .....	<b>28</b>
<b>Parametrii stării gazoase. Legile gazelor ideale</b> .....	<b>29</b>
<b>Masa moleculară. Densitatea gazelor. Frația molară.</b>	
<b>Presiunea parțială</b> .....	<b>31</b>
<b>Legea lui Avogadro și aplicațiile ei</b> .....	<b>33</b>

## **Termochimie**

Energia internă. Entalpie de reacție .....	34
Transformări chimice însoțite de efecte termice.....	37
<b>Legea lui Hess .....</b>	<b>38</b>
<b>Energia de legătură .....</b>	<b>39</b>

## **Cinetică Chimică**

<b>Viteza de reacție .....</b>	<b>40</b>
<b>Legea vitezei de reacție.....</b>	<b>41</b>
<b>Factorii care influențează viteza de reacție .....</b>	<b>41</b>
Influența concentrației.....	41
Influența temperaturii. Ecuația lui Arrhenius .....	41
Influența suprafeței de contact.....	42
Influența catalizatorilor .....	42
Proprietățile catalizatorului: .....	42

## **Echilibrul chimic**

<b>Echilibrul chimic.....</b>	<b>43</b>
<b>Factori care influențează echilibrul chimic. Principiul lui Le Châtelier. ....</b>	<b>44</b>

## **Reacții Chimice**

<b>Reacții acido-bazice (Reacții cu transfer de protoni).....</b>	<b>46</b>
Acizi și baze .....	46
Acid conjugat bază conjugată .....	46
Ionizarea apei. Produsul ionic al apei.....	47
Calculul pH-lui soluțiilor .....	47
Acizi monoprotici tari și baze monoprotice tari.....	48
Acizi monoprotici slabi și baze monoprotice slabe .....	48
Reacții de neutralizare .....	50
Titrare acido-bazică.....	50
Soluții tampon.....	52
<b>Reacții de oxido-reducere.....</b>	<b>53</b>
Număr de oxidare.....	53
Reacții de oxido-reducere .....	53

## **Electrochimie**

<b>Celula galvanică .....</b>	<b>55</b>
<b>Celula de electroliză .....</b>	<b>56</b>
<b>Electroliza apei .....</b>	<b>57</b>
<b>Legile electrolizei .....</b>	<b>57</b>

# Structura atomului

## Atomul. Particula. Molecula

**Atomul** reprezintă sistemul fizic cel mai simplu, care este neutru din punct de vedere electric și care este constituit din particule elementare. Acesta constă într-un nor de electroni care înconjoară un nucleu atomic dens.

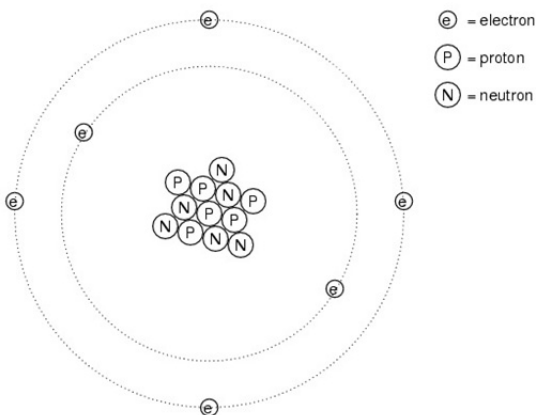
**Particula elementară sau fundamentală** este acea particulă care poate fi considerată indivizibilă la un moment dat. Particulele fundamentale care intră în componența atomului sunt protonii, neutronii și electronii.

**Molecula** este formată din unu sau mai mulți atomi, neutră din punct de vedere electric, destul de stabilă. Moleculele sunt legate între ele prin legături intermoleculare și formează substanțele.

Atomii nu sunt indivizibili așa cum se credea în secolul al 19-lea, ci, dimpotrivă, sunt construcții complicate. Toți atomii sunt compuși dintr-un miez sau nucleu, înconjurat de un înveliș de electroni. Fiecare specie de atomi posedă un nucleu și un înveliș caracteristic, diferit de al celorlalte specii de atomi. Fenomenele chimice sunt determinate de electronii periferici ai atomilor.

Nucleul atomului are sarcină pozitivă și este format din protoni și neutroni strâns legați între ei.

*Figura 1.1. Structura atomului*



Masa în uam (unitate atomică de masă), pentru particulele fundamentale în nucleu, este redată în tabelul următor:

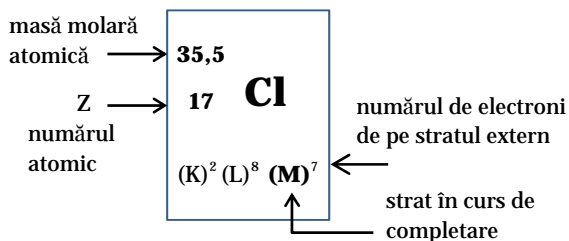
Tabel 1. Particulele elementare

Particula	Sarcina electrică	Masa uam*	Simbol
electron	-1	0.000549	${}_{-1}^0e (e^-)$
proton	+1	1.00728	${}_{+1}^1p (p^+)$
neutron	0	1.00867	${}_{0}^1n (n^0)$

$$*1 \text{ uam} = \frac{m_6^{12}C}{12}$$

După cum se observă în tabelul 1, masa unui electron este foarte mică, aproape neglijabilă în comparație cu masa unui proton sau a unui neutron. De aceea, aproape toată masa atomului este concentrată în nucleu.

Fiecare atom este caracterizat printr-un simbol și o serie de caracteristici specifice, redate în tabelul periodic.



**Numărul atomic, Z**, reprezintă numărul de ordine în sistemul periodic și indică numărul protonilor din nucleu.

**Numărul de masă, A**, este dat de suma dintre numărul de protoni și neutroni din nucleu.

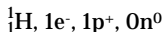
Deoarece atomul este o specie neutră din punct de vedere electric, numărul de protoni va fi egal cu numărul de electroni din învelișul electronic ( $e^-$ ). Astfel, pentru fiecare atom poate fi determinat numărul de electroni, protoni și neutron din componența sa.

*Exemplu:*  ${}_{23}^{11}\text{Na}$  :  $Z = 11 \rightarrow p^+ = 11$ ;  $e^- = 11$ ; și  $n^0 = A - Z = 12$

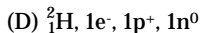
**Izotopii** sunt specii de atomi aparținând aceluiași element, care au numere atomice Z identice (au aceeași poziție în sistemul periodic), dar numere de masă (A) diferite (număr de neutroni diferit, deci masă atomică diferită). Aceștia se deosebesc puțin prin proprietățile lor.

*Exemplu:* hidrogenul are trei izotopi:

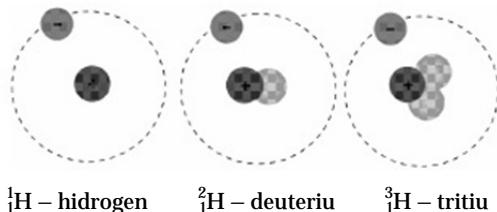
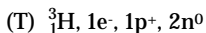
- *Hidrogenul ușor (protiu)*, cu răspândirea cea mai largă (99,84%); este hidrogenul care apare în combinațiile chimice obișnuite (apă, hidrocarburi, hidruri, etc.).



- *Hidrogenul greu (deuteriu)*, răspândit în proporție de 0,016%; apa care conține acest atom de hidrogen (D<sub>2</sub>O apa grea, nu este favorabilă vieții); izotopul se folosește în procesele de fuziune nucleară sau în tehnica rezonanței magnetice nucleare.



- *Hidrogenul supragreu (tritiu)*, este radioactiv; el nu apare în natură, și are timpul de înjumătățire de 12,3 ani; datorită proprietății de radioactivitate pe care o posedă, izotopul se folosește în analizele de structură a diferitelor substanțe.



*Figura 1.2. Izotopi H*

- Deși există în natură elemente compuse din atomi de un singur fel (monoizotopice), cum ar fi fluorul, sodiul, aluminiul, fosforul, majoritatea elementelor sunt însă amestecuri de izotopi. Asemenea elemente se numesc elemente mixte.

Oxigenul este un amestec de izotopi  ${}^{16}\text{O}$   ${}^{17}\text{O}$   ${}^{18}\text{O}$  în proporție de 3150 : 1 : 5; azotul este un amestec de  ${}^{14}\text{N}$  (99.6%),  ${}^{15}\text{N}$  (0.4 %); carbonul este un amestec de  ${}^{12}\text{C}$  (98.9 %) cu  ${}^{13}\text{C}$  (1.1 %). Se cunosc circa 275 izotopi stabili (adică neradioactivi) și un număr mult mai mare de izotopi radioactivi, repartizați între cele 104 elemente cunoscute până în prezent.

**Izobarii** sunt atomi care au masele atomice identice, dar aparțin unor elemente diferite. În această categorie, intră atomii:  ${}^{40}_{19}\text{K}$ ;  ${}^{40}_{18}\text{Ar}$ ;  ${}^{40}_{20}\text{Ca}$

# Sistemul periodic

## Structura sistemului periodic

Construirea sistemului periodic a beneficiat de o continuă îmbunătățire de-a lungul timpului. Primul care a avut ideea de a clasifica elementele a fost Mendeleev în anul 1869. Acesta a ordonat cele 63 de elemente descoperite până atunci după masa atomică, observând că unele proprietăți chimice se repetă din loc în loc. Astfel, prima variantă a tabelului periodic cuprindea linii verticale și orizontale în care elementele cu proprietăți chimice asemănătoare erau așezate unele sub altele.

În anul 1905 se definitivează forma scurtă a sistemului periodic (SP). Forma lungă a SP se datorează lui Rang și Werner.

În această formă, elementele sunt așezate în blocuri de elemente după electronii de valență.

Cele 4 blocuri de elemente din SP sunt:

- Blocul s*                      *grupele 1 și 2*
- Blocul p*                     *grupele 13-18 din SP*
- Blocul d*                     *electronul de valență se află într-un orbital d interior*
- Blocul f*                     *electronul distinctiv se găsește într-un substrat (n-2)f*

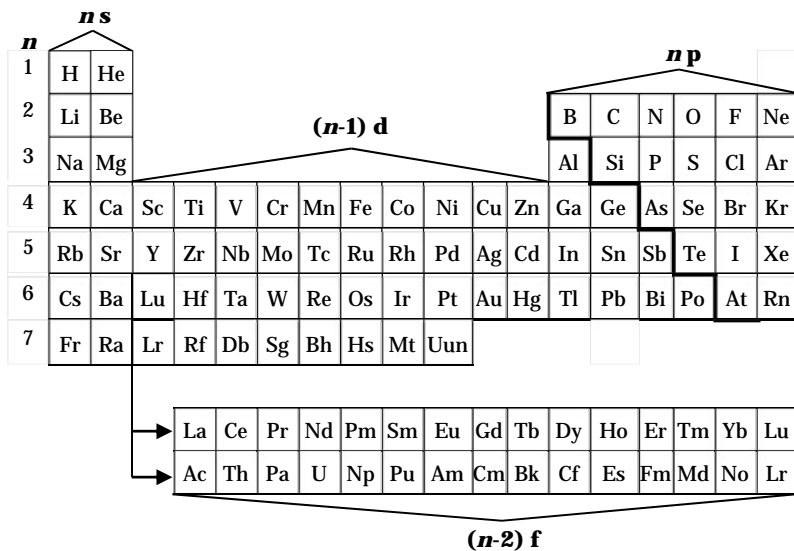


Figura 2.1. Structura sistemului periodic

# Legături chimice

## Legături între atomi

Studiul îndelungat al substanțelor a condus la concluzia că există trei moduri principale, distincte, prin care atomii se pot unii între ei, sau trei tipuri de legături: legătura ionică, legătura covalentă și legătura metalică.

În afară de aceste trei tipuri de legături chimice, se cunoaște și un alt gen de legături mai slabe între molecule. Cele mai frecvent întâlnite sunt așa numitele legături van der Waals și legăturile de hidrogen.

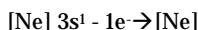
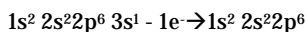
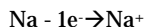
Teoria electronică veche spune că orice legătură chimică rezultă din interacțiunea unora dintre electronii din straturile exterioare ale atomilor implicați, numiți electroni de valență. Recunoașterea acestui fapt (1916) stă la baza înțelegerii oricărui fenomen chimic și a condus la teoria electronică clasică.

## Legătura ionică sau electrovalența. Rețele ionice

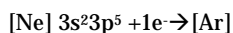
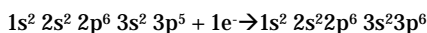
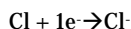
Unii atomi cedează ușor electroni, alții acceptă ușor electroni suplimentari în învelișul lor. Printr-un asemenea transfer de electroni, atomii se transformă în ioni; ia naștere o legătură ionică (W.Kossel, 1916, G.N.Lewis, 1916). Legătura ionică este o legătură relativ puternică care, în general, apare între atomi metalici și nemetalici.

Exemplu:

Atomul de Na ( $Z = 11$ ), situat în grupa I-a A, perioada 3-a, cedează 1 e<sup>-</sup> formându-și configurația stabilă a gazului rar cel mai apropiat (Ne), rezultând cationul Na<sup>+</sup>:



Atomul de Cl ( $Z=17$ ) acceptă electronul cedat de către atomul de Na și se transformă într-un anion, cu configurația completă a argonului:





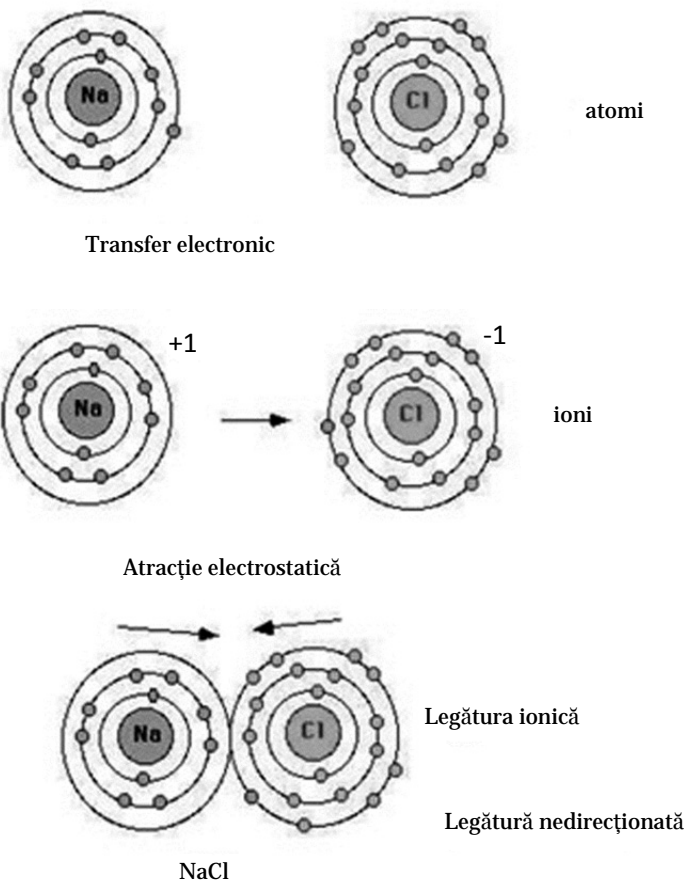


Figura 3.1. Formarea legăturii ionice în NaCl,

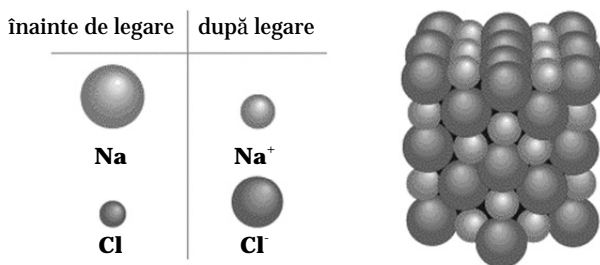


Figura 3.2. Structura compactă a cristalului de NaCl

# Termochimie

**Termochimia** este ramura chimiei care se ocupă cu studierea efectelor termice care însoțesc procesele chimice și fizico-chimice (topire, fierbere, dizolvare).

**Energia** reprezintă capacitatea de a produce lucru mecanic sau de a transfera căldură. **Energia termică** este energia asociată mișcării moleculelor.

**Căldura** reprezintă transferul de energie termică între două obiecte care au energii cinetice diferite. Căldura se transferă de la obiectul mai cald la obiectul mai rece, adică transferul se realizează de la un nivel de energie mai ridicat către cel de energie mai scăzut.

Studiul modificărilor energetice se efectuează asupra unui sistem. Sistemul este un ansamblu de entități reunite prin interacțiuni și interdependență. Sistemul poate să fie:

- *Omogen* (proprietățile fizice și chimice în oricare punct al său sunt identice);
- *Eterogen* (proprietățile fizice și chimice diferă în interiorul său);

Sistemul interacționează cu mediul înconjurător prin căldura cedată ( $Q$ ) și prin lucrul mecanic de expansiune ( $L$ ).

Unitatea de măsură în sistemul S.I. pentru energia termică este Joul (J). Uzual se folosește și unitatea de măsură Caloria ( $1 \text{ cal} = 4.184 \text{ J}$ ).

## Energia internă. Entalpie de reacție

$$p \cdot \Delta V = \Delta v \cdot R \cdot T \quad \text{Legea gazelor}$$

$$L = -p \cdot \Delta V \quad \text{Lucrul mecanic}$$

**Energia internă** ( $U$ ) reprezintă suma tuturor formelor de energie ale unui sistem. Pentru un sistem se pot măsura doar variațiile energiei interne. Se definește variația energiei interne ( $\Delta U$ ) ca diferența dintre energia internă a sistemului în starea finală și energia sistemului în starea inițială.

$$\Delta U = Q - p\Delta V$$

**Entalpia** ( $H$ ) este suma dintre energia internă și lucrul mecanic de expansiune.

$$H = U + pV$$

**Entalpia de reacție** ( $\Delta H$ ) sau căldura de reacție este variația de căldură a reacțiilor chimice la presiune constantă.

Aceasta se determină prin diferența dintre suma entalpiilor produșilor de reacție și suma entalpiilor reactanților.

$$\Delta H = \sum H_{final} - \sum H_{initial} \rightarrow \Delta H = \sum v_{produs} H_{produs} - \sum v_{reactant} H_{reactant}$$

$v_{produs}$ ,  $v_{reactant}$  – coeficientul stoichiometric al produșilor, respectiv al reactanților

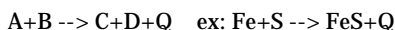
$H_{produs}$ ,  $H_{reactant}$  – entalpia produsului, respectiv a reactantului

**Entalpia standard ( $\Delta H^\circ_f$ )** sau **căldurade formare** reprezintă variația de entalpie în reacția de sinteză a unui mol de substanță din elemente componente. Aceasta se găsește tabelată, pentru diferite substanțe, la temperatura de 25 °C și 1 atm.

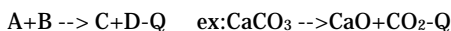
Substanțele elementare au  $\Delta H^\circ_f$  egală cu zero. Pentru substanțele care prezintă mai multe stări alotrope, se consideră entalpia standard a formei alotropice cea mai stabilă.

Din punctul de vedere al schimbului de căldură cu mediul, o reacție poate să fie:

- **Exotermă:** sistemul **cedează** căldură mediului înconjurător; ex. arderea, oxidarea metalelor, reacțiile de neutralizare etc.;



- **Endotermă:** sistemul **acceptă** căldură de la mediul înconjurător; ex. descompunerea termică, sinteza HI etc.



Pentru reacție exotermă  $\Delta H < 0$  și pentru reacție endotermă  $\Delta H > 0$ .

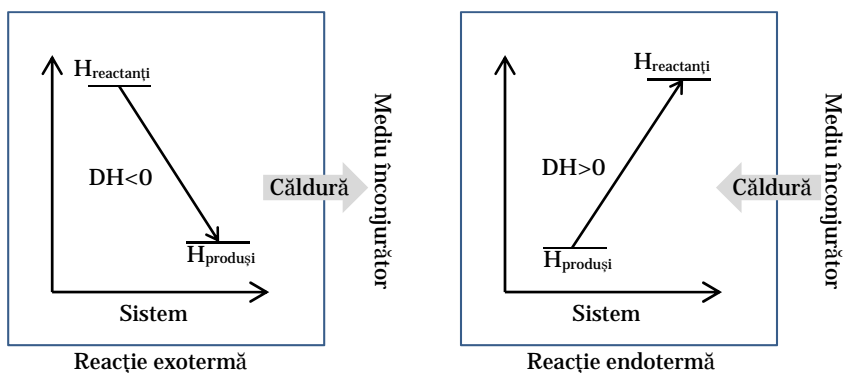


Figura 6.1. Reacție exotermă și reacție endotermă

Entalpia este o măsură a stabilității chimice. Cu cât aceasta este mai mică, cu atât sistemul este mai stabil. O reacție exotermă conduce un sistem de la o stare bogată în energie la o stare mai săracă în energie, deci stabilizează sistemul. În sens invers, o reacție endotermă conduce un sistem de la o stare săracă în energie la o stare mai bogată, destabilizând sistemul.

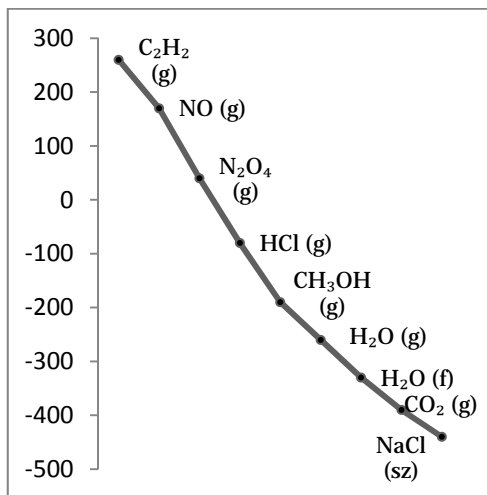
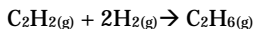


Figura 6.2. Dependența dintre stabilitatea substanțelor și entalpia de formare

Tabel 1.1. Entalpiile standard de formare pentru câteva substanțe

Denumirea substanței	Formula	$\Delta_f H^\circ$ (kJ/mol)	Denumirea substanței	Formula	$\Delta_f H^\circ$ (kJ/mol)
Clorură de sodiu	NaCl(s)	-410.48	Apă	H <sub>2</sub> O(l)	-285.4
Sulfat de sodiu	Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (s)	-1388.16	Acid bromhidric	HBr(l)	36.2
Nitrat de sodiu	NaNO <sub>3</sub> (s)	-466.07	Acid clorhidric	HCl(l)	-92.31
Carbonat de sodiu	Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> (s)	-1129.85	Amoniac	NH <sub>3</sub> (g)	-46.19
Hidroxid de sodiu	NaOH(s)	-426.36	Clorură de amoniu	NH <sub>4</sub> Cl(g)	-315.17
Carbonat de calciu	CaCO <sub>3</sub> (s)	-1205.93	Monoxid de carbon	CO(g)	-110.4
Hidroxid de calciu	Ca(OH) <sub>2</sub> (s)	-985.54	Dioxid de carbon	CO <sub>2</sub> (g)	-393.2
Oxid de calciu	CaO(s)	-634.94	Monoxid de azot	NO(g)	90.29
Oxid de fier	Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (s)	-821.4	Dioxid de azot	NO <sub>2</sub> (g)	33.86
Sulfat de cupru	Cu SO <sub>4</sub> (s)	-169.1	Dioxid de sulf	SO <sub>2</sub> (g)	-297.0
Oxid de cupru	CuO(s)	-155.0	Trioxid de sulf	SO <sub>3</sub> (g)	-395.2
Carbonat de magneziu	Mg CO <sub>3</sub> (s)	-113	Metan	CH <sub>4</sub> (g)	-74.82
Oxid de magneziu	MgO(s)	-602.0	Etan	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> (g)	-84.68
Clorură de potasiu	KCl(s)	-435.86	Etenă	C <sub>2</sub> H <sub>4</sub> (g)	52.3
Apă	H <sub>2</sub> O(g)	-214.6	Acetilenă	C <sub>2</sub> H <sub>2</sub> (g)	226.7

*Exemplu:* Reacția de hidrogenare a acetilenei este una exotermă, fiind însoțită de o degajare de căldură:  $Q = -311.37 \text{ kJ/mol}$ :



$$\begin{aligned} \Delta H^0 &= \Delta_f H_{\text{C}_2\text{H}_6}^0 - \left[ \Delta_f H_{\text{C}_2\text{H}_2}^0 + 2 \cdot \Delta_f H_{\text{H}_2}^0 \right] = \\ &= -84.68 - [226.7 + 2 \cdot 0] = -311.38 \text{ kJ/mol} \end{aligned}$$

*Exemplu:* Reacția de descompunere a carbonatului de calciu este endotermă și reacția are loc cu o absorbție de căldură de  $178.66 \text{ kJ/mol}$



$$\begin{aligned} \Delta H^0 &= \left[ \Delta_f H_{\text{CaO}}^0 + \Delta_f H_{\text{CO}_2}^0 \right] - \left[ \Delta_f H_{\text{CaCO}_3}^0 \right] = \\ &= [-634.94 + (-393.5)] - (-1207.1) = 178.66 \text{ kJ/mol} \end{aligned}$$

## Transformări chimice însoțite de efecte termice

Efectele termice însoțite de fenomenele fizice sau chimice se denumesc după natura procesului astfel:

- Efecte termice în transformări fizice: căldură latentă de vaporizare, căldură de topire, căldură de alotropie, căldură de dizolvare;
- Efecte termice în transformări chimice: căldură de formare din elemente, căldură de neutralizare, căldură de ardere;

**Căldura specifică** a unei substanțe reprezintă cantitatea de căldură primită de 1 g substanță pentru a determina o creștere a temperaturii cu  $1^\circ\text{C}$ .

Proces	Transformare	Clasificare proces	Exemplu
Topire	Solid $\rightarrow$ Lichid	Endotermă	$\text{H}_2\text{O}(\text{s}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
Vaporizare	Lichid $\rightarrow$ Gaz	Endotermă	$\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
Condensare	Gaz $\rightarrow$ Lichid	Exotermă	$\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
Sublimare	Solid $\rightarrow$ Gaz	Endotermă	$\text{I}_2(\text{s}) \rightarrow \text{I}_2(\text{g})$
Desublimare	Gaz $\rightarrow$ Solid	Exotermă	$\text{S}(\text{g}) \rightarrow \text{S}(\text{s})$
Dizolvare	Solut + Solvent $\rightarrow$ Soluție	Exotermă/ Endotermă	$\text{NaCl}(\text{s}) \rightarrow \text{NaCl}(\text{l})$
Neutralizare	Acid + Bază $\rightarrow$ Sare	Exotermă	$\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
Combustie/ Ardere	Combustibil + $\text{O}_2 \rightarrow$ $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	Exotermă	$\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$