

Unidade 5. Enerxía das reaccións químicas.

Reaccións químicas de interese

1. ENERXÍA DAS REACCIÓNS QUÍMICAS

- 1.1. A enerxía. Transformacións. Conservación.
- 1.2. Orixe da enerxía asociada aos procesos químicos.
- 1.3. Reaccións exotérmicas e endotérmicas.
- 1.4. Concepto de entalpía. Ecuacións termoquímicas.
- 1.5. Conservación da enerxía.

2. INTERPRETACIÓN A NIVEL MICROSCÓPICO DAS REACCIÓNS QUÍMICAS

- 2.1. Teoría das colisións e do estado de transición. Enerxía de activación.
- 2.2. Introducción ao concepto de velocidade dunha reacción química.
- 2.3. Factores dos que depende a velocidade dunha reacción.
- 2.4. Catalizadores.

3. IMPORTANCIA DOS PROCESOS QUÍMICOS NA SOCIEDADE ACTUAL

- 3.1. Distintos procesos químicos en relación coa enerxía.
 - 3.1.1 Reaccións de combustión. Aplicacións.
 - 3.1.2. Reaccións fotoquímicas.
 - 3.1.3. Reaccións Redox. Producción de electricidade.
- 3.2. Procesos químicos ácido-base.
- 3.3. Procesos químicos na industria.

4. PROCESOS QUÍMICOS E CONTAMINACIÓN

- 4.1. Unha alternativa: química verde.

1. ENERXÍA DAS REACCIÓNS QUÍMICAS

1.1. A enerxía. Transformacións. Conservación

O termo "enerxía" é moi utilizado, aínda que, en realidade, representa un concepto bastante abstracto. A enerxía recoñécese polos efectos que produce, pero, a diferenza da materia, é algo que non se pode ver, tocar, ulir...

Xa estudarías que enerxía é a capacidade para realizar un traballo. Aínda que calquera forma de enerxía pode realizar un traballo, aos químicos interésanlles, sobre todo, determinadas formas de enerxía. Por exemplo:

- A enerxía radiante procedente do Sol que, ademais de ser a principal fonte de enerxía da Terra, é a responsable da reacción de fotosíntese nas plantas.
- A enerxía térmica que está asociada cos movementos ao chou de átomos e moléculas.
- A enerxía química das substancias, que ao intervir nunha reacción, se libera, almacénase ou convértese noutra forma de enerxía.

- A enerxía eléctrica, asociada ao movemento de cargas eléctricas nunha dirección determinada. Esta forma de enerxía ten grande importancia nas reaccións de oxidación-redución.
- A enerxía cinética, ou enerxía asociada ao movemento e que se dá, fundamentalmente, en procesos nos que interveñen gases e se producen grandes variacións de volume que poden ocasionar movemento.
- A enerxía potencial que depende da posición dos obxectos, podendo considerar a enerxía química como un tipo de enerxía potencial, pois depende da posición relativa dos átomos nunha substancia..

Todas as formas de enerxía se poden transformar unhas noutras: cando nos movemos transformamos enerxía química almacenada no noso corpo en enerxía cinética; cando fregamos as mans transfórmase a enerxía cinética do movemento das mans en enerxía térmica e as nosas mans quentan; nun radiador eléctrico transfórmase enerxía eléctrica en enerxía térmica... Pódense pensar moitos máis exemplos.

En calquera transformación de enerxía, a enerxía consérvase, é dicir, non se pode crear nin destruír.

1.2. Orixe da enerxía asociada aos procesos químicos

Xa se viu na Unidade 3 que a formación dun enlace sempre vai acompañada dun desprendemento de enerxía, a mesma enerxía que se debe achegar para rompelo e que se coñece como "enerxía de enlace".

Cando se produce unha reacción química, para romper os enlaces dos reactivos hai que achegar enerxía e ao formarse os enlaces dos produtos ten lugar un desprendemento de enerxía.

Se é maior a enerxía que se necesita para romper os enlaces dos reactivos que a que se desprende na formación dos enlaces dos produtos, estamos ante unha reacción que consume enerxía.

Se se libera máis enerxía na formación dos enlaces dos produtos que se consome na rotura dos enlaces dos reactivos, estamos ante unha reacción que desprende enerxía.

Exemplos:

- $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{enerxía}$

Nesta reacción rompen dous enlaces H-H e un enlace dobre O=O. Para iso hai que achegar menos enerxía da que se desprende na formación dos catro enlaces O-H das dúas moléculas de H_2O . Neste proceso químico libérase enerxía, por conseguinte o H_2 é un bo combustible, xa que se libera moita enerxía nesta reacción e, ademais, non se producen substancias contaminantes.

- A reacción $2 \text{HgO} + \text{enerxía} \rightarrow 2 \text{Hg} + \text{O}_2$ require unha achega de enerxía, pois os enlaces que se forman entre os átomos de Hg (enlace metálico) e os enlaces

O=O da molécula de O_2 desprenden menos enerxía da que se necesita para romper as unións entre os átomos de Hg e O no HgO.

1.3. Reaccións exotérmicas e endotérmicas

Podemos considerar que todas as substancias teñen un contido enerxético propio debido ao tipo de unión entre os seus átomos, ao estado de movemento das súas partículas... Todo isto constitúe o que se denomina enerxía interna.

Pódese afirmar que nunha reacción química os reactivos teñen contido enerxético propio e os produtos outro diferente.

Se ao transformarse os reactivos en produtos diminúe a enerxía interna do sistema, nesa reacción despréndese enerxía. Se, pola contra, ao transcorrer a reacción aumenta a enerxía interna do sistema, absórbese enerxía.

A variación de enerxía no proceso pódese representar por $\Delta E_{\text{reacción}}$ e será igual á enerxía do estado final (produtos) menos a do estado inicial (reactivos):

$$\Delta E_{\text{reacción}} = E_{\text{produtos}} - E_{\text{reactivos}}$$

Se $E_{\text{produtos}} > E_{\text{reactivos}}$ entón $\Delta E_{\text{reacción}} > 0$: reacción que absorbe enerxía.

Se $E_{\text{produtos}} < E_{\text{reactivos}}$ entón $\Delta E_{\text{reacción}} < 0$: reacción que desprende enerxía.

Esta enerxía absorbida ou desprendida pode ser luminosa, eléctrica,..., pero, habitualmente, maniféstase en forma de calor.

A calor absorbida ou desprendida nunha reacción denomínase calor de reacción. As reaccións que desprenden calor chámanse exotérmicas e as que o absorben chámanse endotérmicas.

No apartado anterior vimos que na reacción $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$ despréndese enerxía en forma de calor: é unha reacción exotérmica. Sen embargo, na reacción $2HgO \rightarrow 2Hg + O_2$ consúmese enerxía: é unha reacción endotérmica.

Isto podémolo representar mediante os seguintes diagramas de enerxía:

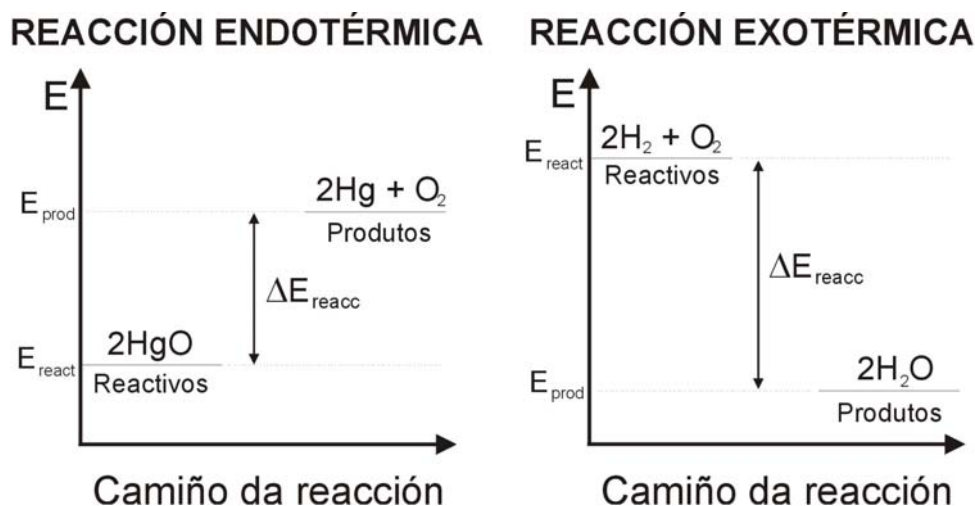


Figura 1: Diagramas de enerxía de reaccións endotérmicas e exotérmicas

1.4. Concepto de entalpía. Ecuacións termoquímicas

Todas as reaccións químicas van acompañadas dunha absorción ou desprendemento de enerxía en forma de calor, luz, enerxía eléctrica, son... Se a reacción se produce nun recipiente sen ningún dispositivo especial, a enerxía asociada á reacción maniféstase en forma de calor.

As reaccións químicas poden realizarse en recipientes herméticos, de volume constante, ou en recipientes abertos. A calor de reacción medida no primeiro caso, recibe o nome de Q_V e no segundo caso de Q_P , porque o sistema está sometido a unha presión constante: a atmosférica.

Q_V e Q_P non son sempre iguais, pois se a reacción ten lugar nun recipiente aberto e se forman gases, estes teñen que desprazar o aire e parte da enerxía invértese en realizar o traballo de expansión. No próximo curso aprenderás a relacionar ambas calores de reacción.

Neste curso só consideraremos reaccións que se producen en recipientes abertos, nas que a calor ou enerxía da reacción, Q_P , tamén recibe o nome de entalpía e represéntase por ΔH .

Se se desprende calor na reacción $\Delta H < 0$ ou $Q_P < 0$. Reacción exotérmica.
Os produtos teñen menos enerxía que os reactivos.

Se se absorbe calor na reacción $\Delta H > 0$ ou $Q_P > 0$. Reacción endotérmica.
Os produtos teñen máis enerxía que os reactivos.

A calor que se desprende nunha reacción pódese incluír na ecuación química, na parte da dereita, cos produtos. A calor que se consome nunha reacción inclúese na reacción química na parte da esquerda, cos reactivos.

As reaccións químicas que inclúen a calor que intervén no proceso chámanse ecuacións termoquímicas.

Exemplo: $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 894 \text{ KJ}$. Interpretamos que por cada mol de CH_4 que reacciona con O_2 , se desprenden 894 KJ. Isto tamén se pode expresar do seguinte xeito: $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \quad \Delta H = -894 \text{ KJ}$ segundo o criterio de signos que acabamos de ver.

Con estas ecuacións termoquímicas podemos facer cálculos.

Así, no exemplo anterior, determina cantos g de CH_4 deben reaccionar para que se desprendan 5000 KJ.

Solución: $1 \text{ mol CH}_4 \Rightarrow 12 + 4 = 16 \text{ g}$

$5000 \text{ KJ} \times 1 \text{ mol CH}_4 / 894 \text{ KJ} \times 16 \text{ g} / 1 \text{ mol CH}_4 = 89,5 \text{ g de CH}_4$

1.5. Conservación da enerxía.

As reaccións químicas cumpren o principio de conservación da enerxía. Así, se unha reacción nun sentido desprende calor, como $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NH}_3(\text{g}) + 92,2 \text{ KJ}$,

cando esta reacción se produce en sentido contrario consome a mesma cantidade de calor que se desprende no sentido inicial. A ecuación termoquímica en sentido contrario sería: $92,2 \text{ KJ} + 2\text{NH}_3(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g})$

Polo tanto, por cada dous moles de NH_3 que se formen despréndense 92,2 KJ e por cada dous moles de NH_3 que se descompoñen consómense 92,2 KJ.

Cando unha reacción desprende enerxía, a reacción oposta consome esa mesma cantidade de enerxía.

2. INTERPRETACIÓN A NIVEL MICROSCÓPICO DAS REACCIÓNS QUÍMICAS

2.1. Teoría das colisións e do estado de transición. Enerxía de activación.

Dúas teorías intentan xustificar que ocorre en calquera reacción química: a teoría das colisións, baseada na teoría cinética, e a teoría do estado de transición, que se apoia na variación de enerxía do sistema.

Segundo a teoría de colisións, para que se produza unha reacción, teñen que chocar as moléculas dos reaccionantes de xeito eficaz, o que será posible se as moléculas dos reactivos chocan cunha enerxía suficiente –que se chama enerxía de activación- e cunha orientación axeitada, para que se rompan os enlaces e os átomos poidan reordenarse dun xeito novo, formando, con novos enlaces, os produtos de reacción.

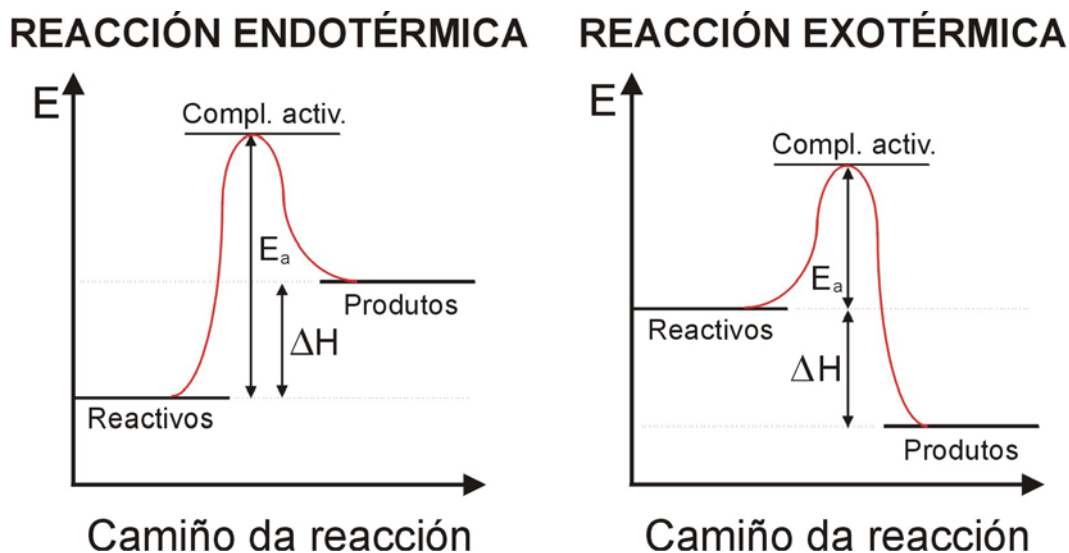
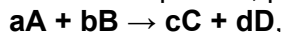


Figura 2: Diagramas de enerxía de reaccións endotérmicas e exotérmicas

Segundo a teoría do estado de transición, entre os reactivos e os produtos existe un estado de transición, no que se forma un complexo activado, cunha estrutura entre a dos reactivos e a dos produtos, na que se debilitan os enlaces antigos e se forman os novos. Este complexo activado é inestable e descomponse rapidamente nos produtos. A enerxía necesaria para formar o complexo activado recibe o nome de enerxía de activación (E_a).

2.2. Introducción ao concepto de velocidade dunha reacción química.

A velocidade de reacción mide a variación da concentración, dunha das sustancias que intervén na reacción, na unidade de tempo. Así, para unha reacción dada:



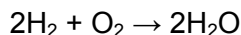
as velocidades referidas a cada compoñente serán:

$$v_A = -\frac{\Delta[A]}{t}; v_B = -\frac{\Delta[B]}{t}; v_C = \frac{\Delta[C]}{t}; v_D = \frac{\Delta[D]}{t}$$

onde $\Delta[]$ representa a variación da concentración da sustancia indicada e o signo negativo, que a concentración desa sustancia diminúe co tempo.

A velocidade mídese en mol/l.s.

En xeral, as velocidades así definidas son distintas. Por exemplo, na reacción



a velocidade de desaparición do osíxeno é a metade da velocidade de desaparición do hidróxeno ou de formación da auga. Polo tanto, pode definirse unha velocidade única dividindo cada velocidade polo coeficiente estequiométrico:

$$v = -\frac{1}{a} \frac{\Delta[A]}{t} = -\frac{1}{b} \frac{\Delta[B]}{t} = \frac{1}{c} \frac{\Delta[C]}{t} = \frac{1}{d} \frac{\Delta[D]}{t}$$

2.3. Factores dos que depende a velocidade dunha reacción.

Segundo a teoría de colisións, os factores que favorezan o contacto íntimo entre as moléculas dos reaccionantes, aumenten a enerxía das mesmas e o número de choques, aumentarán a velocidade da reacción. Estes factores serán: concentración de reactivos, estado físico dos reactivos, temperatura e catalizadores.

2.3.1. Concentración

Canto maior é a concentración, máis posibilidades hai de choques e, polo tanto, a velocidade da reacción aumenta.

2.3.2. Estado físico dos reactivos

As reaccións serán máis rápidas cos reaccionantes en estado gasoso ou en disolución porque nesa situación favorecemos as posibilidades de que haxa choques. Se os reaccionantes son sólidos, só poden reaccionar as moléculas da superficie, polo que ó haber menos posibilidades de choques, a velocidade será lenta; neste caso a velocidade aumentará se pulverizamos os reaccionantes pois aumentamos a superficie de contacto e, polo tanto, o número de choques.

2.3.3. Temperatura

Ó aumentar a temperatura, aumenta a velocidade de reacción, pois aumenta a enerxía cinética das moléculas e polo tanto a eficacia dos choques.

2.3.4. Catalizadores

Os catalizadores son sustancias que, presentes en pequenas cantidades, diminúen a enerxía de activación da reacción e/ou provocan unha correcta orientación nos

choques das especies reaccionantes, de xeito que estes sexan máis eficaces e polo tanto aumentan a velocidade de reacción. A este fenómeno chámasele CATÁLISE POSITIVA.

Hai catalizadores que fan diminuí-la velocidade da reacción, polo que se lles chama inhibidores, e entón fálase de CATÁLISE NEGATIVA.

Aparentemente os catalizadores non interveñen na reacción, pois ó final da mesma recóllense practicamente sen alteracións.

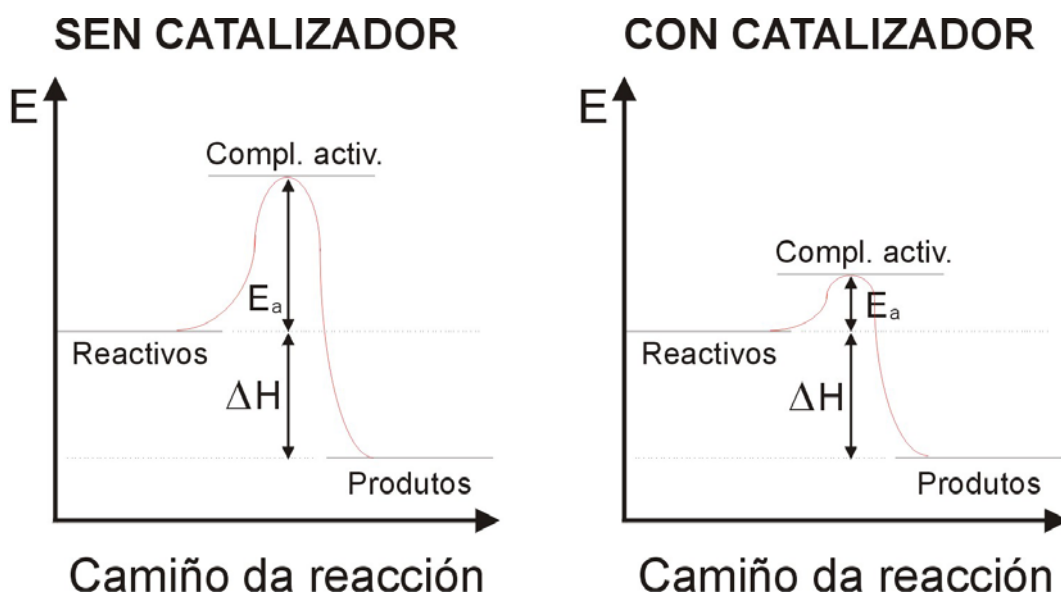


Figura 3: Mecanismo dunha catálise positiva nunha reacción exotérmica

Ten en conta que ás veces o que interesa é baixar a velocidade de reacción e isto pode conseguirse con inhibidores ou baixando a temperatura. Así, para frear a descomposición dos alimentos utilízanse frigoríficos.

3. IMPORTANCIA DOS PROCESOS QUÍMICOS NA SOCIEDADE ACTUAL

Aínda que a química é unha ciencia moi antiga, os seus fundamentos modernos desenvóléronse, fundamentalmente, nos séculos XIX e XX, permitindo explicar aos científicos grande parte das características físicas e químicas das distintas substancias. Isto, unido a un grande desenvolvemento tecnolóxico, permitiu aos químicos, non só coñecer, senón tamén deseñar novas substancias con propiedades específicas, como fármacos e materiais que fan máis cómoda a vida cotiá.

Imos facer un pequeno balance dalgúns dos grandes logros da química.

No campo da saúde:

- Foi de vital importancia a anestesia que permitiu converter en sinxelas intervencións cirúrxicas algúns males que eran incurables, como a apendicite.

- Os antibióticos e vacinas que permitiron curar e previr enfermidades infecciosas que antes ocasionaban graves estragos entre a poboación.
- Agora ábrese un novo campo, o da terapia xénica que, probablemente, nun futuro permitirá vencer enfermidades na actualidade incurables.
- Ademais, a industria farmacéutica segue investigando para conseguir fármacos que permitan mellorar o tratamento de enfermidades como o cancro e a SIDA, entre outras.

No campo da enerxía:

- Na actualidade, as nosas principais fontes de enerxía son os combustibles fósiles: carbón, petróleo e gas natural. A partir das súas reaccións de combustión obtemos a maior parte da enerxía que utilizamos. Non obstante, debido aos problemas ambientais que ocasionan e ao seu, non moi afastado, esgotamento, os químicos seguen investigando para atopar novas fontes de enerxía menos nocivas para o medio, como a utilización de gas H₂ como combustible e a súa obtención a partir de auga, utilizando enerxía solar.
- A transformación de enerxía solar en enerxía eléctrica, mediante a utilización de células fotovoltaicas.
- Estúdanse tamén reaccións nucleares menos perigosas e que xeren menos residuos radioactivos que as utilizadas na actualidade.

No campo dos novos materiais:

- Manexamos decote substancias sintetizadas polo home, sen as que sería difícil imaxinar a nosa vida cotiá, como polímeros (plásticos, fibras téxtiles) cerámicas, deterxentes, cristais líquidos (pantallas de televisores e de ordenadores), pinturas...
- Neste sentido, algúns dos retos da química consisten en investigar sobre a posible reciclaxe de distintos materiais ou sobre a substitución de materiais que resulten nocivos para o medio, por outros que non o sexan; a investigación sobre materiais supercondutores que posibiliten un transporte da electricidade con menores perdas de enerxía; a investigación de chips de silicio para microprocesadores e, neste sentido, o novo campo dos ordenadores moleculares.

No campo da alimentación:

- A necesidade de aumentar, de xeito moi considerable, a produción de alimentos para unha poboación cada vez maior conseguíuse grazas á utilización de fertilizantes e praguicidas (insecticidas, herbicidas...). Aínda que, posteriormente, púidose comprobar que moitos deles eran nocivos para a saúde e o medio. Continúase investigando para obter mellores colleitas, evitando eses efectos nocivos, utilizando, por exemplo, substancias que interfíren o ciclo reprodutor dos insectos, para combater as pragas, en vez de insecticidas que tamén resultan nocivos para o medio e para o ser humano.

3.1. DISTINTOS PROCESOS QUÍMICOS EN RELACIÓN COA ENERXÍA

3.1.1. Reaccións de combustión. Producción de enerxía calorífica. Aplicacións

Unha **reacción de combustión** prodúcese cando **unha substancia reacciona co osíxeno** O_2 , rapidamente, desprendéndose grande cantidade de enerxía, normalmente en forma de luz e calor. Dise que a substancia arde en presenza de osíxeno, case sempre o osíxeno do aire.

Estas reaccións son moi frecuentes, sendo moitas as substancias que as producen,

tanto metais: $Mg + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow MgO + \text{enerxía}$,

como outros elementos: $H_2 + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow H_2O + \text{enerxía}$; $C + O_2 \rightarrow CO_2 + \text{enerxía}$,

pero as máis coñecidas e utilizadas son as reaccións de combustión das substancias orgánicas que conteñen carbono e hidróxeno e os produtos de combustión (se hai suficiente osíxeno) son CO_2 e H_2O , p. ex. $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O + \text{enerxía}$.

É a reacción de combustión do metano, principal compoñente do gas natural. Se non houberse suficiente osíxeno pódese formar CO en lugar de CO_2 . O CO é un gas inodoro e moi tóxico que, por desgracia, provoca mortes todos os anos cando, en recintos pechados, as caldeiras ou cociñas non queiman ben o combustible, producíndose CO en lugar de CO_2 .

A lapa característica destes procesos de combustión débese á luz que emiten os gases incandescentes que se producen na reacción.

Actualmente, a maior parte da enerxía que se utiliza nos países desenvolvidos procede das reaccións de combustión dos chamados combustibles fósiles: carbón, petróleo e gas natural.

Algunhas das **aplicacións** máis importantes son:

Uso doméstico: para cociñar, para calefacción e para auga quente, adóitase utilizar gas natural, carbón (calefacción) e derivados do petróleo (propano, butano, gasóleo).

Transporte: utilízanse, fundamentalmente, derivados do petróleo (gasolina, gasóleo). Na actualidade tamén se utiliza gas natural en transporte público e, antigamente utilizábase carbón nos trens e barcos.

Electricidade: A maior parte do consumo enerxético dos países desenvolvidos prodúcese en forma de electricidade, pola versatilidade, comodidade e limpeza de uso desta forma de enerxía. A enerxía eléctrica utilízase nos fogares, no transporte e na industria.

As fontes de enerxía que se utilizan para producir a electricidade son, principalmente, o uranio, o petróleo e o carbón, aínda que unha pequena parte procede de fontes de

enerxía renovables, como a enerxía hidráulica e comezan a implantarse a enerxía eólica e a enerxía solar.

Nas centrais eléctricas térmicas, de petróleo ou de carbón, a partir da reacción de combustión, obtense enerxía calorífica que se utiliza para quentar auga. Esta auga, en forma de vapor a presión, move as turbinas que accionan o xerador de electricidade.

Prodúcese as seguintes transformacións de enerxía:

e. química \rightarrow e. térmica \rightarrow e. mecánica \rightarrow e. eléctrica

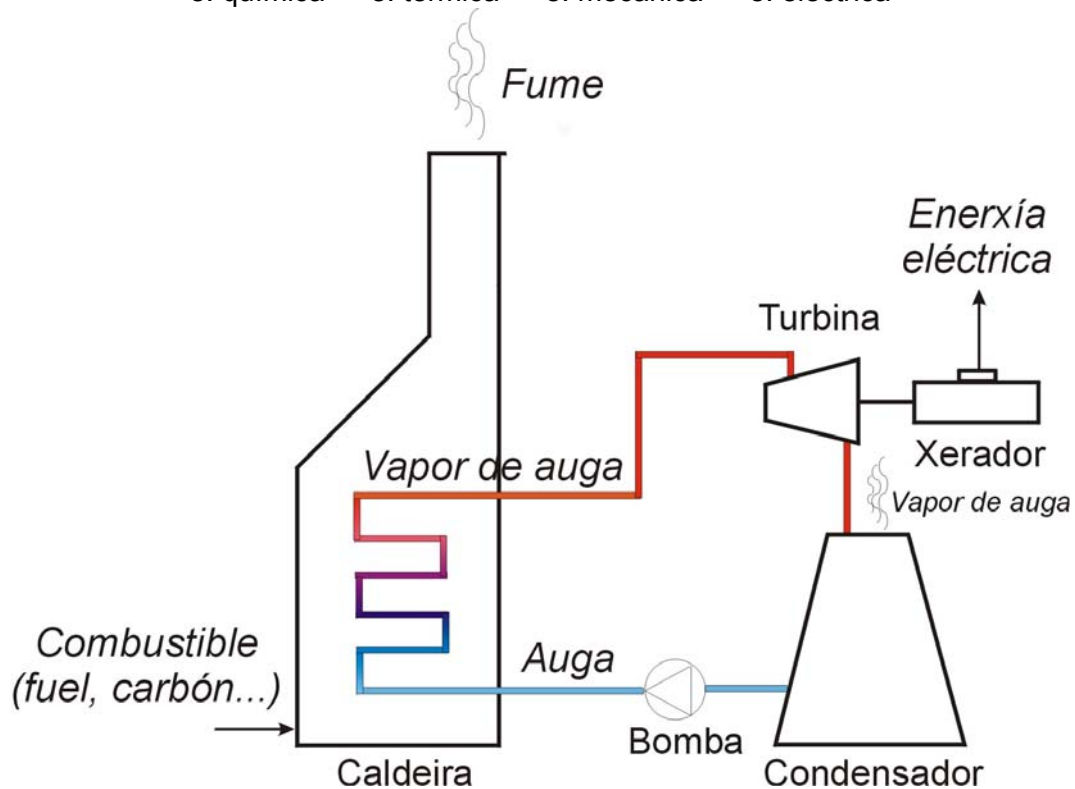


Figura 4: Esquema dunha Central Térmica

As centrais nucleares funcionan basicamente igual, pero en vez de utilizar unha reacción de combustión, utilizan a reacción nuclear de fisión do uranio para quentar a auga.

Á vista da utilización xeneralizada das reaccións de combustión, poderíamos pensar que todo é bo nestas fontes de enerxía, pero empezamos a ter serios **problemas** co seu uso:

Esgotamento de recursos. O carbón, petróleo e gas natural denomínanse combustibles fósiles. Formáronse hai millóns de anos por degradación da materia orgánica en determinadas condicións de presión e temperatura, pero en poucos séculos estamos a conseguir esgotar o que tanto tempo tardou en formarse. En menos de medio século empezaremos a ter serios problemas de abastecemento, pois os depósitos destes combustibles estanse a esgotar.

Contaminación atmosférica. Nas reaccións de combustión, ademais de CO_2 e H_2O , que son gases non tóxicos (aínda que o CO_2 ocasiona, en boa medida, o problema do efecto invernadoiro, do que falaremos máis adiante) fórmanse outras substancias:

- Vimos que nunha mala combustión, con pouco O_2 , fórmase CO , gas moi tóxico.
- Os combustibles, principalmente o carbón, conteñen, ás veces, xofre que, ao reaccionar con O_2 , produce SO_2 : $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$. Este gas é tóxico, ocasiona problemas nas vías respiratorias e, ademais, na atmosfera, en presenza de O_2 e H_2O pode chegar a formar H_2SO_4 , ácido moi corrosivo e un dos compoñentes da chuvia ácida.
- En determinadas condicións, na combustión, alcázanse elevadas temperaturas que conseguen que o N_2 do aire (gas bastante inerte en condicións ambientais) reaccione co O_2 do aire, formándose diferentes óxidos de nitróxeno que se representan coa fórmula xenérica NO_x . A maioría destes NO_x son tóxicos por si mesmos, ademais, en presenza da radiación ultravioleta, reaccionan e forman ozono (O_3) e compostos orgánicos moi tóxicos, responsables dunha boa parte da contaminación nas cidades. O ozono é un gas moi perigoso se o respiramos en doses elevadas. Afecta á vista, ao sistema respiratorio e circulatorio e pode lesionar o sistema nervioso central.

Tamén os NO_x , ao igual que sucedía co SO_2 , en presenza de O_2 e H_2O , poden chegar a formar un ácido moi forte, o HNO_3 , outro dos causantes da chuvia ácida.

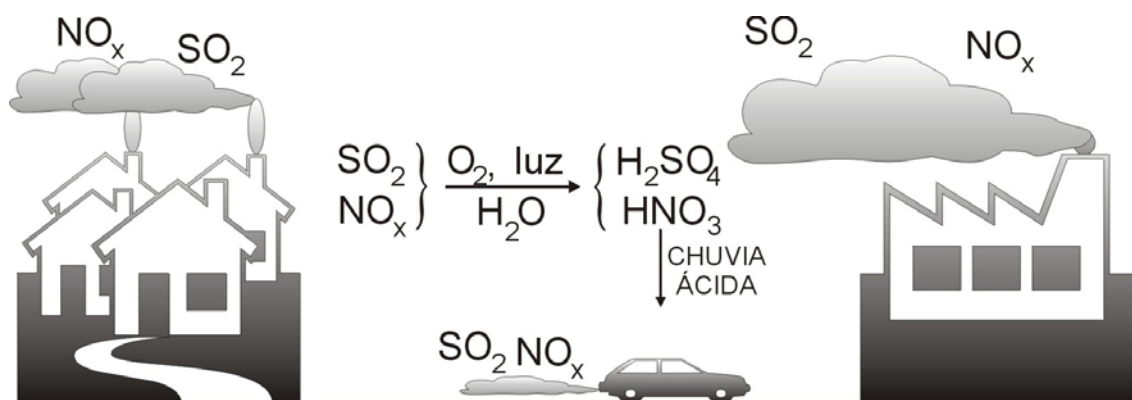


Figura 5: Formación de chuvia ácida

Efecto invernadoiro. Grande parte da radiación solar que nos chega durante ao día é reflectida e devolta á atmosfera. Actualmente hai unha serie de gases acumulados na atmosfera, fundamentalmente CO_2 , que impiden que esta radiación infravermella escape, de maneira que queda retida, contribuíndo a un quentamento do planeta e, como consecuencia, a un cambio climático.

Este é un dos problemas máis graves que ocasionan as reaccións de combustión do carbón, do petróleo e do gas natural.

O CO_2 é un gas que non se produce unicamente nas reaccións de combustión, tamén o xeramos os seres vivos ao respirar, sendo absorbido polos vexetais cando realizan a fotosíntese. Pero, en moi pouco tempo, liberamos a atmosfera grandes cantidades de

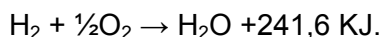
CO₂ (que quedou retido na materia orgánica hai millóns de anos) e, por se isto fose pouco, continuamente desaparecen grandes extensións de masa vexetal. Estas masas arbóreas son as únicas capaces de absorber parte do exceso de CO₂ existente na atmosfera, paliando así o problema.

Como ves, os seres humanos temos un serio problema que haberá que resolver a curto prazo.

Afortunadamente xa se está a investigar para achegar posibles **solucións** a estes problemas.

- Estase a investigar para poder utilizar outros combustibles, procedentes de plantas (biocombustibles) ou de materia orgánica en descomposición (CH₄). Aínda que tamén producen CO₂ na súa combustión.

O H₂ pode que sexa o combustible do futuro, pois non xera gases nocivos para o medio:



Posúe un grande poder enerxético, máis que os combustibles utilizados actualmente (o seu poder calorífico por unidade de masa é case 4 veces o do carbón e case 2,5 o do gas natural) e, ademais, é renovable. O H₂ pódese obter pola descomposición do H₂O e a combustión do H₂ volve formar H₂O.

Polo tanto, trátase de adaptar a tecnoloxía á utilización do H₂ e á descomposición do H₂O para producir H₂, a partir dunha fonte de enerxía non contaminante, como pode ser a enerxía solar.

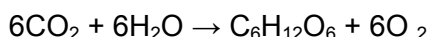
- Ademais, séguese investigando no aproveitamento de fontes de enerxía renovables: os diferentes aspectos da enerxía solar (térmica e fotovoltaica, plantas eléctricas e uso doméstico), eólica, xeotérmica...

3.1.2. Reaccións fotoquímicas

As máis importantes son reaccións endotérmicas que se producen pola achega de enerxía radiante. Vexamos algunhas delas:

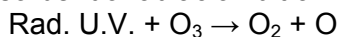
Fotosíntese. As plantas verdes toman CO₂ da atmosfera a través das súas follas e H₂O a través, fundamentalmente, das súas raíces, transformándoos en glicosa C₆H₁₂O₆.

O pigmento verde da clorofila e a presenza de magnesio actúan de catalizadores. Esta reacción ten lugar en presenza de luz solar que achega a enerxía necesaria para que se produza a reacción:



Reaccións que teñen lugar nas altas capas da atmosfera e que reteñen grande parte da radiación ultravioleta procedente do Sol.

O ozono O₃, descomponse absorbendo radiación ultravioleta:



Ese O volve reaccionar co O_2 e rexenérase o O_3 que segue absorbindo radiación ultravioleta:

A capa de O_3 , na alta atmosfera, actúa como escudo protector para que a maior parte da radiación ultravioleta de alta enerxía non chegue á superficie terrestre, onde pode ocasionar graves danos aos seres vivos.

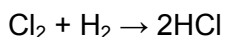
Oirías falar do burato da capa de ozono provocado, fundamentalmente, polo uso de compostos clorofluocarbonados, coñecidos como CFCs (moi utilizados en frigoríficos, aerosois, fabricación de escumas...), dos que non se sabía, ata hai relativamente pouco tempo, que tivesen efectos tan negativos sobre o medio.

Estes compostos, moi volátiles, ao chegar ás altas capas da atmosfera, consomen o radical O que se produce na descomposición do ozono, impedindo que este se rexenere. Isto ocasionou un considerable deterioro da capa de ozono (chegouse a fotografar) co conseguinte aumento da radiación ultravioleta que chega á superficie terrestre e as súas negativas repercusións sobre os seres vivos (cegueira, cancro de pel, alteración de ecosistemas...).

Limitouse a fabricación e uso destas substancias e xa hai expectativas positivas sobre a recuperación da capa de ozono.

Outras reaccións fotoquímicas de interese son as xa mencionadas dos NO_x , dos hidrocarburos... que, en presenza de radiación ultravioleta, forman O_3 e outros gases tóxicos responsables, en gran parte, da contaminación das cidades. Recorda que o ozono resulta nocivo na superficie da Terra.

Tamén son reaccións fotoquímicas as que acontecen nos procesos fotográficos e as que se utilizan nalgúns procesos industriais, como o da fabricación de HCl a partir de cloro e hidróxeno:



A enerxía radiante inicia a ruptura dos enlaces Cl-Cl das moléculas de Cl_2 .

3.1.3. Reaccións Redox. Produción de electricidade

Xa vimos que determinados elementos químicos teñen tendencia a perder electróns e outros a gañar electróns. Cando un elemento perde electróns, oxídase, mentres que, cando un elemento gaña electróns, redúcese.

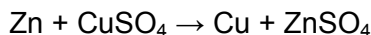
Se, no transcurso dunha reacción química, un elemento gaña electróns, dise que se produciu unha redución. Posto que os electróns non están soltos, senón que pertencen aos átomos, se un elemento gaña electróns é porque existe outro elemento que os perde, que llos cede, prodúcese, polo tanto, unha oxidación.

Como ves, oxidación e redución son procesos simultáneos, por este motivo, ás reaccións nas que se produce este intercambio de electróns entre dous elementos químicos, chámaselles reaccións de oxidación-redución ou procesos redox.

Existen procesos redox de grande importancia na industria. Nós centrarémonos naqueles nos que o intercambio de enerxía se produce en forma de electricidade.

Reaccións redox exotérmicas. Pilas voltaicas.

Se poñemos en contacto Zn metal cunha disolución de CuSO_4 , prodúcese unha reacción redox que libera enerxía en forma de calor:



Cada átomo de Zn perdeu dous electróns, pasando a Zn^{+2} (oxidouse) e cada ión Cu^{+2} gañou dous electróns (reduciuse), pasando a Cu metálico.

Os electróns transfírense do Zn ao Cu^{+2} . Se separamos fisicamente o Zn do Cu^{+2} e facemos que a transferencia de electróns teña lugar a través dun fío condutor conseguiríamos unha corrente eléctrica, e a enerxía do proceso liberaríase en forma de electricidade, en lugar de facelo en forma de calor.

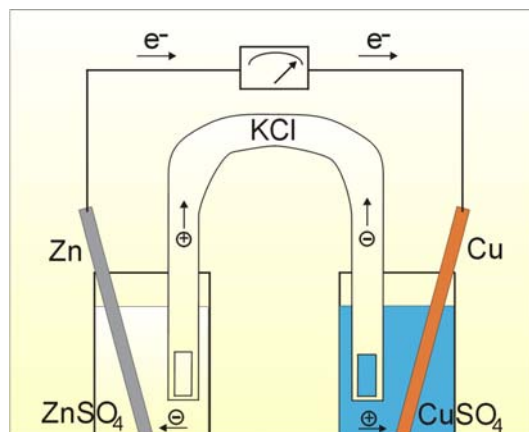


Figura 6: Pila voltaica. Pila Daniell

Esta produción de enerxía eléctrica a partir dun proceso redox exotérmico pode facerse nuns dispositivos especiais chamados pilas voltaicas ou galvánicas como o que se representa na figura.

As pilas que utilizamos para facer funcionar grande cantidade de pequenos electrodomésticos son pilas deste tipo. Conteñen reactivos dun proceso redox separados entre si, transferindo electróns, a través dun fío condutor, xerando así enerxía eléctrica.

Reaccións redox endotérmicas. Electrólise

Hai reaccións redox que, ao producirse, consomen enerxía. Esta enerxía pódese achegar en forma de electricidade. Estas reaccións lévanse a cabo nuns dispositivos chamados cubas ou celas electrolíticas.

Introdúcense dous electrodos nun medio condutor que adoita ser unha substancia iónica fundida ou disolta. Os ións positivos móvense cara ao electrodo negativo e os ións negativos cara ao electrodo positivo, e alí gañan ou perden electróns, completándose o proceso redox endotérmico.

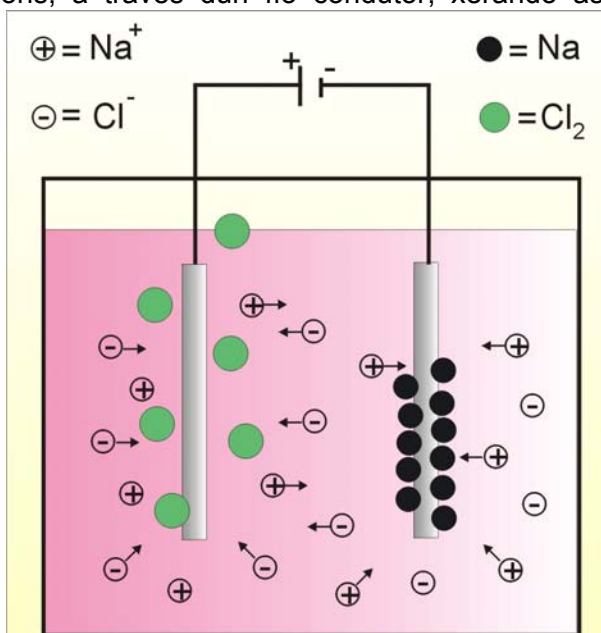


Figura 7: Cuba electrolítica. Electrólise do NaCl fundido

O electrodo no que se produce a redución (ganancia de electróns) chámase cátodo e o electrodo no que se produce a oxidación (perda de electróns) chámase ánodo. Isto tamén é válido para as pilas voltaicas.

Exemplo: $2\text{NaCl (fundido)} \rightarrow 2\text{Na} + \text{Cl}_2$

Os ións Na^+ gañan electróns e redúcense. O Na metálico formado deposítase no cátodo.

Os ións Cl^- perden electróns e oxídanse. Fórmase gas Cl_2 que se desprende no ánodo.

Este proceso de descomposición dunha substancia, a partir da electricidade, chámase electrólise e ten grande importancia na industria química para obter gases como Cl_2 , O_2 , H_2 ... e, sobre todo, para a obtención de metais a partir de disolucións procedentes de minerais. Así se obteñen metais como: Zn, Ag, Cd, Hg, Al...

Reaccións redox reversibles.

Algúns procesos redox pódense producir en ámbolos dous sentidos, de maneira que, achegando enerxía eléctrica, ten lugar a reacción endotérmica, e fórmanse unhas substancias que logo reaccionan liberando enerxía eléctrica.

Estes procesos son os que se utilizan nos acumuladores e pilas recargables.

Unhas substancias iniciais reaccionan xerando enerxía eléctrica e, cando se esgotan, coa achega de enerxía eléctrica rexenéranse.

En todas as pilas sempre se utiliza ou se produce corrente continua.

No próximo curso, dentro da materia de química, estudarás máis a fondo estes procesos redox.

3.2. Procesos químicos ácido-base

Entre os procesos químicos máis importantes atópanse as reaccións dunhas substancias químicas denominadas ácidos, chamadas así polo seu sabor ácido, dende antes de que a Química nacesse como ciencia, e outras substancias de comportamento químico oposto aos ácidos e que anulan ou neutralizan os seus efectos, denominadas bases.

Algunhas das propiedades polas que se identificaban estas substancias antes de que se coñecese a súa estrutura son as seguintes:

Ácidos: teñen sabor agre, producen escozor ao atacar a pel, reaccionan con moitos metais desprendendo gas H_2 , reaccionan cos carbonatos desprendendo gas CO_2 ...

Bases: teñen sabor amargo, son suaves ao tacto, producen queimaduras na pel...

As reaccións máis importantes destas substancias adoitan ter lugar en disolución acuosa.

Os ácidos están formados por moléculas polares que, ao disolverse en auga, disóciáanse (rompe a molécula), desprendendo ións H^+ .

Exemplos: $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$; $HNO_3 \rightarrow H^+ + NO_3^-$

Estes ácidos chámanse fortes porque se atopan totalmente dissociados en auga. Existen outros que non se disocian totalmente e chámanse ácidos débiles. Representátese así: $HNO_2 \rightleftharpoons H^+ + NO_2^-$

As bases son substancias que, ao disolverse en auga, disóciáanse desprendendo ións hidroxilo (OH^-).

Exemplo: $NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$, Base forte, totalmente dissociada.

$NH_4OH \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$ Base débil, non está totalmente dissociada

Estas son as definicións de ácido e de base segundo Arrhenius. No próximo curso estudarás outras teorías sobre ácidos e bases que explican o comportamento dun maior número de substancias.

Os ións H^+ e OH^- que proporcionan os ácidos e as bases son os mesmos nos que se descompón o H_2O cando se disocia:



O grao de acidez ou basicidade dunha disolución pódese coñecer mediante a medida do pH. A escala de pH está establecida do 1 ao 14.

As substancias ácidas teñen $pH < 7$, tanto máis baixo canto máis ácidas sexan.

As substancias básicas teñen $pH > 7$, tanto máis alto canto máis básicas sexan.

O pH da auga ou dun medio neutro é 7.

O pH da nosa pel é lixeiramente ácido, ten un valor entre 5,5 e 6; por este motivo os produtos de limpeza e aseo que son neutros ou básicos son irritantes para a pel, é mellor utilizar os que teñen carácter lixeiramente ácido.

Para saber se unha substancia é ácida, básica ou neutra pódese utilizar papel indicador, que en contacto coa devandita substancia tomará unha cor que nos indica o valor aproximado do pH.

Cando un ácido reacciona cunha base, neutralízanse as propiedades de ámbolos dous, posto que os ións que lles dan as súas características, H^+ e OH^- , reaccionan entre si formando H_2O : $H^+ + OH^- \rightleftharpoons H_2O$.

A reacción dun ácido cunha base chámase neutralización e nela fórmase H_2O . Exemplo: $HNO_3 + NaOH \rightarrow NaNO_3 + H_2O$.

O carácter ácido ou básico das disolucións é de grande importancia en numerosos procesos químicos, pois pode chegar a determinar que se produzan unhas substancias ou outras.

Entre as substancias químicas de maior interese industrial atópanse algúns ácidos como: HCl, HNO₃, H₂SO₄; e algunhas bases como: KOH, NaOH e NH₄OH.

3.3. Procesos químicos na industria

Dende as primeiras civilizacións empregouse a química para satisfacer necesidades humanas, aínda que ao principio se utilizaron tecnoloxías moi elementais e a moi pequena escala, por exemplo, para conservar peles ou extraer metais dos seus minerais.

As industrias químicas de finais do século XIX e principios do XX non eran moi grandes, pois a demanda de produtos era moi reducida. O deseño dun proceso era realizado por un químico. Estudábanse as características do proceso no laboratorio e repetíase de forma análoga na industria química.

No laboratorio utilizábanse instrumentos de vidro. O manexo de maiores volumes de substancias requiriu a utilización de recipientes menos fráxiles que o vidro, substituíndose por ferro, aceiro ou mesmo madeira que é moi resistente ao ataque da maior parte dos reactivos químicos.

Despois da segunda guerra mundial prodúcese un desenvolvemento espectacular da industria química, en parte polo aumento da demanda de determinados produtos, pero, sobre todo, pola incorporación de avances científicos que melloraron os rendementos e diminuíron os tempos de produción, fundamentalmente, modificando algúns factores externos.

Todo iso deu lugar a un cambio radical nos procesos industriais, aparecendo a profesión de enxeñeiro químico.

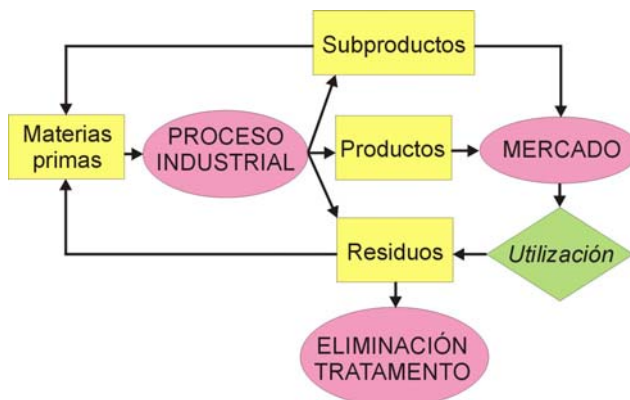
Déixase de tratar o proceso químico como algo global e frágntase en fases distintas denominadas operacións unitarias: algunhas delas son físicas (almacén e transporte de materias primas, trituración, filtración, disolución, decantación, flotación, calefacción, refrixeración, destilación, ...), outras son químicas (oxidación, neutralización, hidrólise, redución, fermentación,...).

De cada unha destas operacións unitarias encárgase persoal especializado, coa misión de optimizar o funcionamento da devandita fase, extraendo dela o máximo rendimento. Todo isto deu lugar a un grande desenvolvemento tecnolóxico que permitiu que se puidese traballar en condicións que hai un século eran impensables. Como puidemos ver, a forma de realizar os procesos nun laboratorio foise distanciando paulatinamente da forma en que os mesmos se realizan na industria.

O esquema xeral dun proceso de produción industrial pode ser o mostrado no esquema gráfico.

Adóitase clasificar a industria química en dous grandes bloques.

Industria química de base: traballa sobre materias primas naturais (minerais, combustibles fósiles, aire, vexetais, ...) e obtén produtos, chamados produtos básicos, moitos dos cales son utilizados por outras industrias (H_2SO_4 , N_2 , O_2 , NH_3 , Na_2CO_3 , NaOH ,...).



Industria química de transformación: utiliza como materia prima os produtos básicos e obtén produtos finais, totalmente elaborados e aptos para ser introducidos no mercado, ou ben produtos intermedios que son utilizados por outras industrias, para elaborar outros materiais.

As industrias químicas máis importantes son:

- Petroquímica
- Metalúrxica
- Alimentaria
- Farmacéutica
- Fabricación de produtos intermedios como H_2SO_4 , NH_3 , HNO_3 ...
- Deterxentes
- Explosivos
- Agrícola
- Téxtil
- Materiais de construción
- Papel

4. PROCESOS QUÍMICOS E CONTAMINACIÓN

A maior parte da industria química provoca fenómenos de contaminación, debido, fundamentalmente, a gases que se expulsan á atmosfera, residuos líquidos que se verten ás augas de ríos ou mares e residuos sólidos que se depositan en vertedoiros.

É imprescindible que se tomen medidas para diminuír a xeración de tantos residuos, para reciclar algúns deles e para evitar que escapen gases tóxicos á atmosfera, así como a vertedura incontrolada de residuos sólidos ou líquidos.

4.1. Unha alternativa: química verde

Durante moitos anos a industria química contaminou o medio sen que iso parecese importar a ninguén. Afortunadamente xa se empezaron a tomar medidas, por unha parte lexislativas, por outra, e isto é o máis importante, estase investigando para facer da química unha ciencia compatible co medio.

A química que durante tanto tempo prexudicou o medio é a que, recuperando os seus aspectos máis construtivos, pode mellorar a calidade medioambiental, facendo posible un planeta máis limpo.

Existe un movemento de químicos concienciados coa problemática medioambiental que traballa neste sentido. Xorde en 1995 en Estados Unidos co nome de GREEN CHEMISTRY.

Esta idea foise estendendo por outros países, entre eles España, onde se coñece co nome de Química Verde.

A continuación detállanse os seus doce principios fundamentais:

1. Previr antes que tratar ou limpar.
2. Desenvolver métodos de síntese que incorporen todos os materiais empregados.
3. Empregar procedementos que non usen ou xeren substancias perigosas.
4. Obter produtos finais con menor toxicidade e igual eficacia.
5. Reducir ou eliminar o uso de materiais auxiliares.
6. Reducir o consumo enerxético no proceso.
7. Utilizar materias primas renovables, no posible.
8. Evitar derivacións innecesarias dos compostos.
9. Emprego de catalizadores sobre reactivos estequiométricos.
10. Evitar produtos de consumo persistentes, e conseguir outros que se degraden a inocuos.
11. Desenvolver métodos de análise en tempo real para produtos perigosos.
12. Reducir o risco de accidentes, emisións, etc. dos procesos, polas súas substancias e os métodos de operación.

En liñas xerais, trátase de substituír os materiais máis perigosos por outros que non o sexan ou que o sexan en menor medida, diminuír a xeración de residuos, reutilizar materiais, aforrar enerxía...

Se isto se estendese, implantándose en todas as industrias químicas, contribuiríase de xeito moi significativo a mellorar o Planeta. Se estudas Química, recórdao.