

QUIMICA FORMULARIOS

ESTEQUIOMETRÍA

Ley de AVOGADRO.

Volúmenes iguales de gases distintos en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas.

Número o constante de Avogadro (N_A): Es el número de moléculas de cualquier gas contenidas en 22,4 L a 0°C y a 1 atmósfera de presión.

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$$

Ecuación general y ecuación de estado de los gases ideales.

Si en un proceso varían la P y el V, manteniendo la T constante, y seguidamente varían la T y el V, quedando la P constante, la aplicación sucesiva de las leyes de Boyle-Mariotte y de Charles-Gay-Lussac proporciona la expresión:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

ecuación general de los gases ideales

$$P V = n R T$$

Ley de las presiones parciales o de DALTON.

La presión total ejercida por una mezcla de gases es igual a la suma de las presiones parciales que ejerce cada gas, siempre que no exista reacción entre ellos. $P_T = P_A + P_B + \dots$

Presión parcial. Es la que un gas tendría si ocupara, él solo, el volumen total que ocupa la mezcla de gases, a la

misma temperatura.

$$P_A = X_A \cdot P_T$$

o también

$$P_A = \frac{n_A R T}{V}$$

DISOLUCIONES.

Concentración centesimal ó % en peso.

$$\% A = \frac{\text{gr } A}{\text{gr totales}} \cdot 100$$

Molaridad.

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{V_{\text{DISOLUCIÓN}} (L)}$$

$$\text{moles soluto} = \frac{\text{gr soluto}}{\text{Masa molecular soluto}}$$

Molalidad.

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kg}_{\text{disolvente}}}$$

Fracción molar.

$$X_A = \frac{\text{moles } A}{\text{moles totales}}$$

QUÍMICA FORMULARIOS

TERMODINÁMICA

1.- PRIMER PRINCIPIO DE LA TERMODINÁMICA. ENERGÍA INTERNA.

1.1. Calor.

$$Q = m \cdot c_e \cdot (t_f - t_i)$$

1.2. Trabajo.

$$W_{(1 \rightarrow 2)} = \int_1^2 -P dV$$

* Proceso **isóbaro**. Expansión o compresión reversibles realizadas a presión constante.

$$W_{(1 \rightarrow 2)} = \int_1^2 -P dV = -P(V_2 - V_1)$$

* Proceso **isotérmico**. Expansión o compresión reversibles realizadas a temperatura constante.

$$W_{(1 \rightarrow 2)} = -nRT \ln \frac{V_2}{V_1} \quad \text{o también} \quad W_{(1 \rightarrow 2)} = -nRT \ln \frac{P_1}{P_2}$$

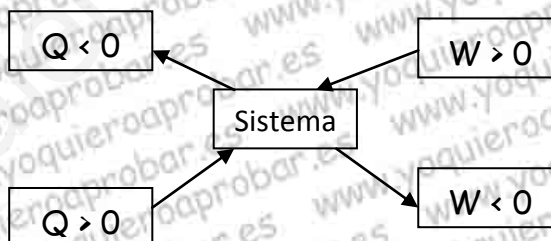
$$1 \text{ atm} \cdot \text{L} = 101,3 \text{ J}$$

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} / \text{mol} \cdot \text{K} = 8,314 \text{ J} / \text{mol} \cdot \text{K}$$

1.3. Primer principio de la termodinámica

La variación de energía interna, ΔU , de un sistema es igual a la suma del valor, Q , intercambiado entre el sistema y su entorno, y el trabajo, W , realizado por el sistema o sobre éste.

$$\Delta U = Q + W$$

2. APLICACIONES DEL PRIMER PRINCIPIO.2.1. Proceso a volumen constante, isócoro

$$\left. \begin{aligned} W &= -P(V_2 - V_1) = 0 \\ \Delta U &= Q + W \end{aligned} \right\} \Delta U = Q$$

2.2. Proceso a presión constante, isóbaro

$$\left. \begin{aligned} W &= -P(V_2 - V_1) \\ \Delta U &= Q + W \end{aligned} \right\} Q_p = \Delta U + (PV_2 - PV_1) = (U_2 + PV_2) - (U_1 + PV_1) = H_2 - H_1 = \Delta H$$

Relación entre los calores de reacción a presión y volumen constante:

* Para reacciones entre sustancias condensadas (*líquidos* o *sólidos*), la variación de volumen suele ser tan pequeña que puede despreciarse, con lo que queda: $\Delta H = \Delta U$

* En reacciones en las que intervienen *gases*, puede suponerse un comportamiento ideal y aplicar la ecuación de estado de los gases ideales para calcular el trabajo de expansión: $P \cdot \Delta V = \Delta n \cdot R \cdot T$ siendo Δn la variación del número de moles de sustancias gaseosas en la reacción.

QUÍMICA FORMULARIOS

Resulta así: $\Delta H = \Delta U + \Delta n RT$

Si $\Delta n = 0$ $\Delta H = \Delta U$; Si $\Delta n \neq 0$ $\Delta H \neq \Delta U$

3. ENTALPÍA. ECUACIONES TERMOQUÍMICAS.

La **variación de entalpía de una reacción** es la diferencia entre las entalpías de los productos y las de los reactivos, multiplicadas por el número de moles que indica la estequiometría.

$$\Delta H_r = \sum (n_P \cdot \Delta H_{f,P}) - \sum (n_R \cdot \Delta H_{f,R})$$

Dada la reacción: $a A + b B \longrightarrow c C + d D$

La entalpía de la reacción será:

$$\Delta H_r = [c \Delta H_f(C) + d \Delta H_f(D)] - [a \Delta H_f(A) + b \Delta H_f(B)]$$

Si $\Delta H < 0$ la reacción es **exotérmica** y si $\Delta H > 0$ la reacción es **endotérmica**

Reacción exotérmica. Es aquella que va acompañada de un desprendimiento de calor.

Reacción endotérmica. Es aquella que necesita que de continuo se le comunique calor desde el exterior.

3.1. Ley de Hess.

La entalpía de una reacción química depende únicamente de los estados inicial y final del sistema, siendo independiente de los estados intermedios.

Cuando una reacción química se puede expresar como suma algebraica de dos o más reacciones, la variación de entalpía total es igual a la suma algebraica de las variaciones de entalpía que tienen lugar en cada una de las reacciones parciales.

3.2. Entalpía de enlace.

Es la energía que hace falta para romper un enlace. Normalmente, se refiere a un mol de enlaces.

$$\Delta H_{reaccion} = \sum E_{enlaces\ rotos} - \sum E_{enlaces\ formados}$$

Entalpía de formación. Es el calor intercambiado al formar un mol de dicho compuesto a partir de los elementos que lo componen en su forma más estable.

La **entalpía de los elementos** químicos en su forma más estable y en condiciones estándar se considera cero.

QUÍMICA FORMULARIOS**SEGUNDO PRINCIPIO DE LA TERMODINÁMICA****Concepto de entropía.**

El grado de desorden de un sistema se puede determinar mediante una nueva magnitud termodinámica,

llamada **entropía, S**.
$$dS = \frac{dQ_{rev}}{T}$$

Variación de entropía de una reacción

$$\Delta S = \sum n_{Productos} \cdot S_{Productos} - \sum n_{Reactivos} \cdot S_{Reactivos}$$

* Una reacción en la que se produce un incremento del número de moles de gas, va acompañada de un incremento de entropía.

* Si el número de moles de gas decrece, ΔS es negativo.

* La entropía de cualquier sustancia a 0 K es cero

ENERGÍA LIBRE DE GIBBS

La relación entre la variación de entalpía de un proceso y la variación de entropía que tiene lugar en él se establece mediante una nueva función de estado denominada energía libre de Gibbs.

Ecuación de Gibbs - Helmholtz.

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

Variación de la Energía Libre de una reacción

$$\Delta G_r = \sum n_P \cdot \Delta G_P - \sum n_R \cdot \Delta G_R$$

Criterios de espontaneidad

La tendencia de un proceso a producirse viene determinada tanto por el primer principio como por el segundo principio de la termodinámica.

➤ El primer principio indica que un sistema tiende a evolucionar hacia los estados de menor energía.

➤ El segundo principio asegura que los sistemas tienden a la entropía máxima.

Para una reacción que se lleva a cabo a T y P constantes:

Si $\Delta G < 0$ la reacción es **espontánea**

Si $\Delta G = 0$ la reacción está en **equilibrio**

Si $\Delta G > 0$ la reacción es **no espontánea**

Las reacciones, a presión y temperatura constantes, se producen espontáneamente en el sentido que decrezca la energía libre del sistema.

QUÍMICA FORMULARIOS

EQUILIBRIO

1.- CONSTANTE DE EQUILIBRIO. LEY DE ACCIÓN DE MASAS.

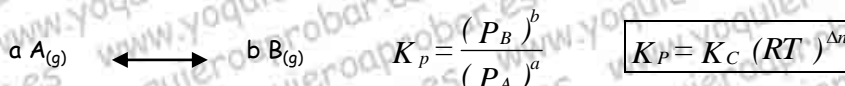
Consideramos una reacción reversible dada por: $a A + b B \rightleftharpoons c C + d D$

$$K_C = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

En la constante de equilibrio referida a las concentraciones, éstas se expresan (mol/L).

En las constantes de equilibrio no se incluyen ni sólidos, ni líquidos puros.

Otras expresiones de la constante de equilibrio.



Δn : es la variación del numero de moles entre sustancias gaseosas.

$$\Delta n = (\sum n_{\text{Productos}} - \sum n_{\text{Reactivos}})_{\text{gas}}$$

2.- FACTORES QUE MODIFICAN EL EQUILIBRIO.2.1. Variación del equilibrio con la temperatura.

Un sistema en equilibrio se puede analizar como dos procesos que se producen de forma reversible, endotérmico en un sentido y exotérmico en el contrario.

- El aumento de temperatura desplazará el equilibrio en el sentido en que la reacción absorba calor.
- El descenso de temperatura lo hará en el sentido en que se desprenda calor

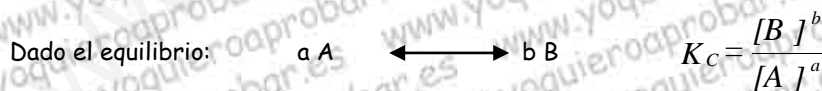
2.2. Variación del equilibrio con la presión.

Al aumentar la presión total el equilibrio se desplaza en el sentido de favorecer la reacción en que se producen menos moles gaseosas.

Una disminución de la presión total desplaza el equilibrio en el sentido de favorecer la reacción en que se producen más moles gaseosas.

2.3. Variación del equilibrio con el volumen.

Si aumenta el volumen el equilibrio se desplaza en el sentido de favorecer la reacción en que se producen más moles.

2.4. Variación del equilibrio con las concentraciones.

Si aumenta la [A], para que no varíe K_C debe aumentar la [B], el equilibrio se desplaza hacia la derecha.

3.- PRINCIPIO DE LE CHATELIER.

"Toda variación en algunas de las condiciones del sistema en equilibrio (T, P, V y concentraciones), produce un desplazamiento de éste que se opone a la causa que lo ha producido"

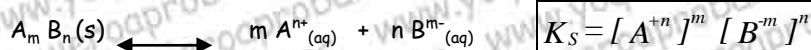
QUÍMICA FORMULARIOS

SOLUBILIDAD

La **solubilidad** de un soluto en un disolvente es la cantidad máxima de soluto que se puede disolver en una cantidad dada de disolvente o de disolución a una temperatura determinada.

1.- PRODUCTO DE SOLUBILIDAD.

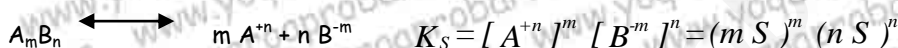
Consideramos una sal **insoluble** $A_m B_n$. En una disolución saturada de dicha sal, en la que suponemos que la parte disuelta se encuentra totalmente ionizada, existe un **equilibrio dinámico** entre la parte insoluble y los iones:



La **precipitación** consiste en la aparición de una fase sólida (precipitado) en el seno de una disolución, al mezclarse dos disoluciones, cada una de las cuáles posee un ión de una sal insoluble.

$Q > K_{PS}$ PRECIPITA , $Q < K_{PS}$ SE DISUELVE , $Q = K_{PS}$ SATURADA

1.1.- Relación entre solubilidad y producto de solubilidad.



La solubilidad se puede expresar en mol/L o en g/L

1.2.- Factores que influyen en la precipitación.

1.2.1.- EFFECTO DEL ION COMÚN.



Si aumentamos la concentración de uno de los iones (adicionando una disolución que tenga un ión común con los de la sustancia insoluble), el equilibrio anterior se retrogradará hacia la izquierda, con lo que al disminuir la disociación de la sal su **solubilidad** se hará **menor**.

2.- DISOLUCIÓN DE PRECIPITADOS

Dada una sal insoluble $A_m B_n$, que se encuentra en equilibrio:



Si disminuimos la concentración de uno o de ambos iones, el equilibrio anterior, de acuerdo con el principio de *Le Chatelier*, se desplazará hacia la derecha, provocándose la disolución total o parcial del precipitado, esto se puede conseguir de distintas maneras.

2.1.- Por formación de un ácido débil.

Si el anión de la sal corresponde a un ácido débil, la adición de un ácido fuerte (que en su disociación produce una concentración elevada de cationes hidronio), provoca el desplazamiento del equilibrio de disociación de la sal hacia la derecha, favoreciéndose su disolución.

Así, por ejemplo, los **sulfuros**, **carbonatos**, **sulfitos**, **hidróxidos**, **oxalatos**, **boranos**, **cromatos**,..... se disuelven en ácidos fuertes, con formación de los ácidos débiles: H_2S , H_2CO_3 , H_2SO_3 , H_2O ,.....

"Las hidróxidos y las sales insolubles de los ácidos débiles se disuelven en presencia de un ácido fuerte".

2.2.- Por formación de una base débil.

Algunos hidróxidos se disuelven en sales amónicas. Los cationes amonio de la sal se combinan con los aniones OH^- procedentes de la disociación del hidróxido, formándose la base débil NH_3 y desplazándose el equilibrio de disociación del hidróxido hacia la derecha. Esto sucede a los hidróxidos de: **Mg**, **Mn (II)**, **Fe (II)**.

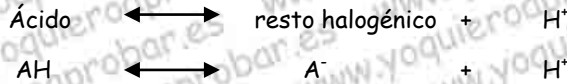
2.3.- Por formación de un complejo de estabilidad suficiente.

QUÍMICA FORMULARIOS

ÁCIDOS Y BASES

Teoría de ARRHENIUS

En forma general la disociación de un ácido, según Arrhenius puede expresarse:



ÁCIDO. Es una sustancia que se disocia produciendo iones hidrógeno, H^+ .

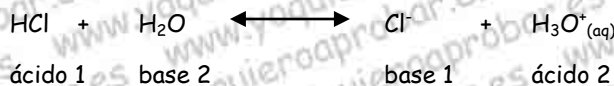
BASE. Es una sustancia que se disocia produciendo iones hidróxido, OH^- .

Teoría de BRÖNSTED-LOWRY

ÁCIDO. Es toda sustancia capaz de ceder protones.

BASE. Es toda sustancia capaz de aceptar protones.

Esta definición conduce a la configuración de dos parejas de ácidos y bases, los PARES CONJUGADOS:

CONSTANTE DE ACIDEZ.

Dada la reacción de equilibrio ácido-base: $\text{HA}_{(\text{ac})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons \text{A}^-_{(\text{ac})} + \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{ac})}$ La constante de equilibrio para esta reacción de ionización ácida, que se llama constante de acidez, está dada por:

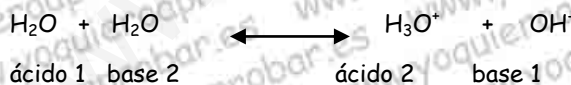
$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

El grado de disociación (α) es el cociente entre los moles (o la concentración) que se han disociado y los moles iniciales (o la concentración) de soluto.

$$\alpha = \frac{\text{moles (concentración) que reacciona}}{\text{moles (concentración) inicial}} \quad (100)$$

DISOCIACIÓN DEL AGUA.

El agua actúa como un par ácido-base de Brønsted-Lowry:



$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

Producto iónico del agua

Medida de la acidez de una disolución. Escala de pH.

Sørensen propuso una notación que consiste en caracterizar la acidez o basicidad de una disolución por una escala logarítmica negativa:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]; \quad \text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] \quad \rightleftharpoons \quad \text{pOH} = 14$$

$[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$	ÁCIDA	$\text{pH} < 7$
$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ M}$	NEUTRA	$\text{pH} = 7$
$[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$	BÁSICA	$\text{pH} > 7$

QUÍMICA FORMULARIOS

Fuerza de ácidos y bases

$$K_a \cdot K_b = K_w$$

A un ácido fuerte (elevado valor de K_a) le corresponda una base conjugada débil (K_b pequeña) y viceversa.

A veces en lugar de facilitar K_a , se proporciona pK_a $pK_a = -\log K_a$; $pK_b = -\log K_b$

DISOLUCIONES REGULADORAS . AMORTIGUADORAS O TAMPÓN.

El pH de las disoluciones corrientes varía bruscamente por dilución o por pequeñas adiciones de ácidos o bases.

Disoluciones reguladoras. Son las disoluciones que contienen, en concentraciones relativamente elevadas, un ácido débil (o una base débil) y su base conjugada (o su ácido conjugado), mantienen casi constante la concentración de iones H_3O^+ , esto es, el pH.

VOLUMETRÍAS ÁCIDO - BASE.

La reacción de equivalencia entre un ácido y una base no siempre se puede llamar, neutralización.

Si el ácido: $HA \rightleftharpoons A^- + H^+$

y la base: $BOH \rightleftharpoons OH^- + B^+$

reaccionan entre sí: $H^+ + A^- + B^+ + OH^- \rightleftharpoons A^- + B^+ + H_2O$

Si los iones A^- y B^+ no sufren hidrólisis, la reacción es una verdadera neutralización; en caso contrario es una hidrólisis del anión o del catión, se debe hablar de "equivalencia".

En la equivalencia entre un ácido y una base el número de equivalentes de ambos tiene que ser igual.

n° equivalentes ácido = n° equivalentes base

$$V_{\text{ácido}} \cdot N_{\text{ácido}} = V_{\text{base}} \cdot N_{\text{base}} \quad \Longrightarrow \quad V_{\text{ácido}} (M_{\text{ácido}} \cdot n^{\circ} H) = V_{\text{base}} (M_{\text{base}} \cdot n^{\circ} OH)$$

QUÍMICA FORMULARIOS

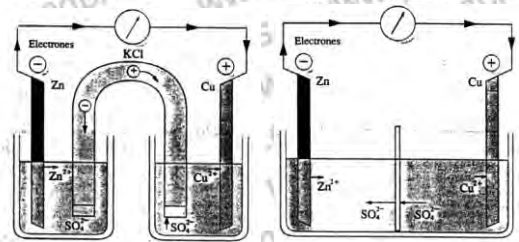
ELECTROQUÍMICA

PILAS GALVÁNICAS o PILA DANIELL.

Notación de una Pila Galvánica: $Zn | Zn^{+2}(1M) || Cu^{+2}(1M) | Cu$

Potencial de Electrodo. Fuerza Electromotriz de una Pila.

$$\mathcal{E}_{pila} = \mathcal{E}_{catodo} - \mathcal{E}_{anodo} \quad \mathcal{E}_{catodo} > \mathcal{E}_{anodo}$$



ELECTRÓLISIS

Leyes de FARADAY.

Primera ley: La masa de sustancia liberada en una electrólisis es directamente proporcional a la cantidad de electricidad que ha pasado a través del electrolito.

Segunda ley: Las masas de distintas sustancias liberadas por la misma cantidad de electricidad son directamente proporcionales a sus pesos equivalentes.

El significado de ambas leyes se puede resumir en la siguiente expresión:

$$m = E_q \quad Q = E_q \quad I \quad t$$

m = masa de sustancia liberada en gramos **I** = intensidad en Amperios

t = tiempo en segundos

E_q = equivalente electroquímico

Equivalente Electroquímico

Es la cantidad de electrolito descompuesto o de sustancia liberada por 1 culombio de electricidad.

El paso de 1 mol de e⁻ a través de una disolución es capaz de liberar 1 equivalente-gr de sustancias.

Un **faraday** es la cantidad de electricidad necesaria para depositar por electrólisis 1 equivalente-gramo de cualquier sustancia.

De aquí se deduce:

$$P_{eq} = \frac{Masa_{molecular} \text{ o } M_{atómica}}{n^{\circ}_{electrones}} \quad \frac{96500}{I \quad t} = \frac{P_{eq}}{m}$$

1 Faraday = 96500 C

QUÍMICA FORMULARIOS

ESTRUCTURA ATÓMICA

	Nombre	Valores	¿Qué determina?
NÚMEROS CUÁNTICOS	Principal	$n = 1, 2, 3, 4, \dots$	<ul style="list-style-type: none"> Energía de cada nivel Radio medio de cada nivel. Capa (K, L, M, N,....)
	Secundario azimutal	$l = 0, 1, 2, 3, \dots, (n-1)$ s p d f	<ul style="list-style-type: none"> Forma del orbital Momento angular del electrón. Subnivel energético.
	Magnético	$m = -l, \dots, 0, \dots, +l$	<ul style="list-style-type: none"> Orientación del orbital. Número de orbitales del mismo tipo.
	Spin	$S = +1/2, -1/2$	<ul style="list-style-type: none"> Sentido de giro del electrón alrededor de su eje

Principio de exclusión de Pauli:

En un mismo átomo no pueden existir dos electrones con los cuatro valores de los números cuánticos iguales.

Consecuencias:

- En un orbital sólo puede haber como máximo dos electrones, que han de tener espines contrarios.
- En el primer nivel pueden existir un máximo de dos electrones, en el segundo ocho, en el tercero dieciocho...

Estructura electrónica de los átomos

Configuración electrónica:

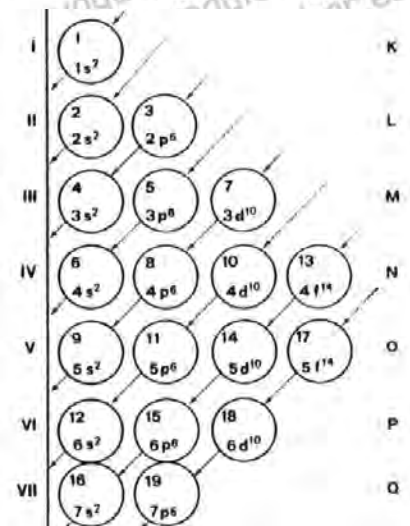
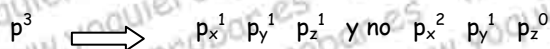
Es la distribución más estable de los electrones en los orbitales disponibles de los átomos.

Principio de relleno:

Los electrones ocupan primero aquellos orbitales cuya energía sea menor.

Principio de Hund ó de la máxima Multiplicidad:

Los electrones, al ocupar un subnivel, deberán distribuirse en el mayor número de orbitales posibles (máxima multiplicidad o desapareamiento máximo) y de forma que sus espines sean paralelos.



QUÍMICA FORMULARIOS

PROPIEDADES PERIÓDICAS.

Radio Atómico.

Dentro de cada grupo, el radio atómico aumenta con el valor de Z, es decir, hacia abajo, ya que el número de niveles electrónicos crece en ese mismo sentido.

En los períodos cortos, el radio disminuye al aumentar Z.

En los períodos largos la variación es mucho más irregular, existiendo dos mínimos: uno hacia el centro del período y otro en el halógeno correspondiente.

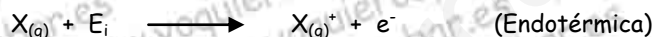
Radio Iónico.

El radio de los cationes es menor que el de los átomos neutros de que proceden, mientras que el de los aniones es mayor.

En cualquier serie de iones isoelectrónicos (con el mismo número de electrones), el radio iónico disminuye al aumentar Z, pues a medida que aumenta la carga nuclear debe contraerse la corteza (que tiene la misma configuración electrónica para toda la serie).

Energía de Ionización. Potencial de ionización

Es la energía mínima necesaria para separar un electrón de un átomo neutro gaseoso en su estado fundamental.



En general, la energía de ionización en un átomo depende del tipo de orbital situado en el nivel más externo en que se encuentre el electrón que se trata de separar.

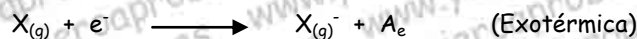
Decrece en el orden: $s > p > d > f$

En un **grupo**, la E_i disminuye al aumentar Z (hacia abajo), puesto que los electrones periféricos, al estar más alejados del núcleo (el radio atómico es cada vez mayor), sienten más débilmente su atracción.

En un **período** aumenta con Z (hacia la derecha), debido a la creciente carga nuclear.

Afinidad Electrónica ó Electroafinidad.

Es la energía que se desprende cuando un átomo gaseoso en su estado fundamental capta un electrón y se convierte en un ión negativo gaseoso.



En términos generales, la afinidad electrónica aumenta en cada período de izquierda a derecha y en cada grupo de abajo arriba.

Electronegatividad.

Es la tendencia de un átomo de ese elemento que forma parte de una molécula a atraer los electrones hacia sí.

Existen distintas escalas de electronegatividades, entre las que destaca la escala de **Pauling**.

En el sistema periódico la electronegatividad aumenta de izquierda a derecha y de abajo arriba, siendo máxima para el Flúor y mínima para el cesio.

QUÍMICA FORMULARIOS

ENLACE QUÍMICO

ENLACE IÓNICO.

"El enlace iónico consiste en la unión por fuerzas electrostáticas que se produce entre iones de signo contrario".

Energía de red o energía reticular.

$$E_R = - \frac{N_A A Z_1 Z_2 e^2}{r_0} \left(1 - \frac{1}{n} \right)$$

La energía de red aumenta al disminuir el radio de los iones y al aumentar la carga.

En la energía de red influye también el índice de coordinación, siendo mayor cuanto mayor sea el índice de coordinación

ENLACE COVALENTE.

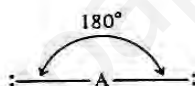
Teoría de la repulsión del par electrónico de la capa de valencia (TRPECV).

En la TRPECV se supone que los pares electrónicos se ordenan de modo que haya una separación máxima y mínima repulsión entre los distintos pares.

Número de pares electrónicos

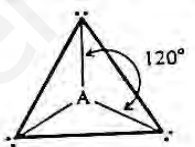
Distribución de pares electrónicos

2



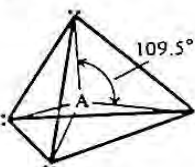
Lineal

3



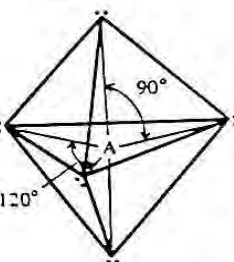
Plana trigonal

4



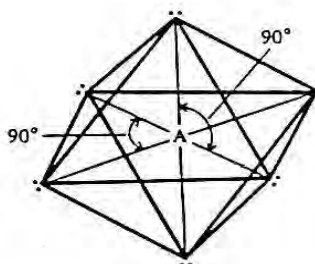
Tetraédrica

5



Bipirámide trigonal

6



Octaédrica

QUÍMICA FORMULARIOS


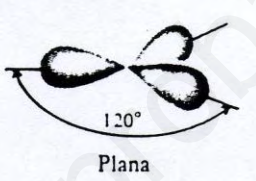
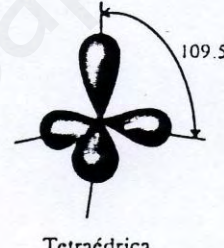
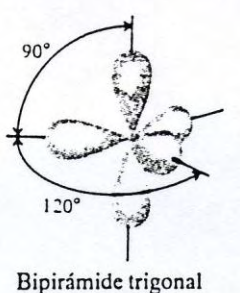
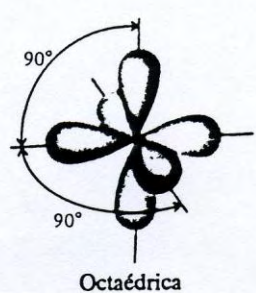
Moléculas en las cuales el átomo central tiene uno o más pares libres.

Clase de moléculas	Nº total de pares electrónicos	Nº de pares enlazantes	Distribución de pares electrónicos	Nº de pares libres	Geometría	Ejemplos
AB_2E	3	2	1		Angular Plana trigonal	SO_2
AB_3E	4	3	1		Pirámide trigonal Tetraédrica	NH_3
AB_2E_2	4	2	2		Angular Tetraédrica	H_2O
AB_4E	5	4	1		Tetraedro distorsionado o ("sube y baja") Bipirámide trigonal	IF_4^-, SF_4, XeO_2F_2
AB_3E_2	5	3	2		Forma de T Bipirámide trigonal	ClF_3
AB_2E_3	5	2	3		Lineal Bipirámide trigonal	XeF_2, I_3^-
AB_5E	6	5	1		Pirámide cuadrada Octaédrica	$BrF_5, XeOF_4$
AB_4E_2	6	4	2		Plana cuadrada Octaédrica	XeF_4, ICl_4^-

QUÍMICA FORMULARIOS

Hibridación de orbitales atómicos.

Orbitales híbridos importantes y sus formas

Orbitales atómicos puros del átomo central	Hibridación del átomo central	Número de orbitales híbridos	Forma de los orbitales híbridos	Ejemplos
s, p	sp	2	 <p>180° Lineal</p>	$BcCl_2$
s, p, p	sp^2	3	 <p>120° Plana</p>	BF_3
s, p, p, p	sp^3	4	 <p>109.5° Tetraédrica</p>	CH_4, NH_4^+
s, p, p, p, d	sp^3d	5	 <p>120° Bipirámide trigonal</p>	PCl_5
s, p, p, p, d, d	sp^3d^2	6	 <p>90° 90° Octaédrica</p>	SF_6