

Índice

1. Estructura de la materia	2
2. Nomenclatura	5
3. Soluciones	8
4. Gases ideales	9
5. Hidroestática	9
6. Balanceo de ecuaciones	10
6.1. Método algebraico	10
6.2. Redox	10
7. Estequiometría	12
8. Calorimetría	13
9. Química nuclear	13
10. Teoría de enlaces	14
11. Química orgánica	16

Última actualización: 29 de octubre de 2024

1. Estructura de la materia

La materia está formada por átomos, los átomos están formados por protones, neutrones y electrones.

Los protones (p^+) tienen carga positiva. Los electrones (e^-) carga negativa y los neutrones (n^0) no tienen carga.

Los átomos son de distintos elementos. Los elementos son los que aparecen en la tabla periódica. El número atómico de un elemento es la cantidad de protones que tiene tal átomo. El número másico de un átomo es la cantidad de protones sumado a la cantidad de neutrones que tiene el átomo. Los átomos cuando se encuentran neutros tienen misma cantidad de electrones que de protones.

Cuando un átomo no tiene misma cantidad de electrones que de protones tendrá carga positiva (catión) o negativa (anión). Estos átomos cargados son los **iones**.

Si dos átomos son del mismo elemento (misma cantidad de protones) pero tienen diferente cantidad de neutrones (diferente número másico) estos átomos son distintos **isótopos** de un mismo elemento.

Tabla periódica

Dentro de la tabla periódica cada elemento tiene su **número atómico “Z”**, su **número másico “A”**, su **masa atómica** y su **símbolo**.

Las diferentes columnas se llaman **grupos** y las filas **períodos**. Algunos grupos tienen nombres particulares: grupo 1 son los metales alcalinos, grupo 2 metales alcalinotérreos, grupos 3 a 12 metales de transición, grupo 14 carbonoides, grupo 15 nitrogenoides, grupo 16 anfígenos, grupo 17 halógenos y grupo 18 gases nobles. Los lantánidos y actínidos se dice que son de transición interna.

Bloques son los s: primeras dos columnas más helio; p: no metales, metaloides y metales pobres; d: metales de transición; f: lantánidos y actínidos.

Masa atómica relativa: es cuánto pesa en promedio un mol de átomos, siendo que los átomos son de distintos isótopos.

Propiedades

- El **radio atómico** es qué tan grande es el átomo. A mayor **Z** mayor radio atómico.
- La **energía de ionización** es la energía necesaria para desprender un electrón de un átomo neutro en estado gaseoso. Cuanto más a la derecha estés mayor es la energía de ionización (los alcalinos ceden electrones muy fácilmente, los gases nobles casi nunca los ceden). Además a mayor radio atómico menor es la energía de ionización (los electrones están más lejos del núcleo, es más fácil desprenderlos).
- La **afinidad electrónica** es la energía que un átomo libera cuando capta un electrón. En general es proporcional a la energía de ionización, salvo por que los gases nobles no tienen afinidad electrónica.
- La **electronegatividad** es capacidad que tiene un átomo de atraer electrones a sí mismo. También es más o menos proporcional a la energía de ionización y a la afinidad electrónica, aunque está llena de excepciones. Es una de las propiedades que aparece en la tabla periódica. Los elementos más electronegativos son el flúor, oxígeno, cloro y nitrógeno.

Configuración electrónica

Recordar que dentro de un átomo, los electrones se ubican en orbitales. Los orbitales pueden ser de distintos tipos (S, P, D, F) y estar en diferentes niveles de energía (1, 2, 3, 4, 5, 6 y 7).

CE: La configuración electrónica muestra cuántos electrones ocupan los diferentes orbitales.

CEE: La configuración electrónica externa muestra solo la capa más externa de orbitales, básicamente agarrás solo los que están después del gas noble anterior.

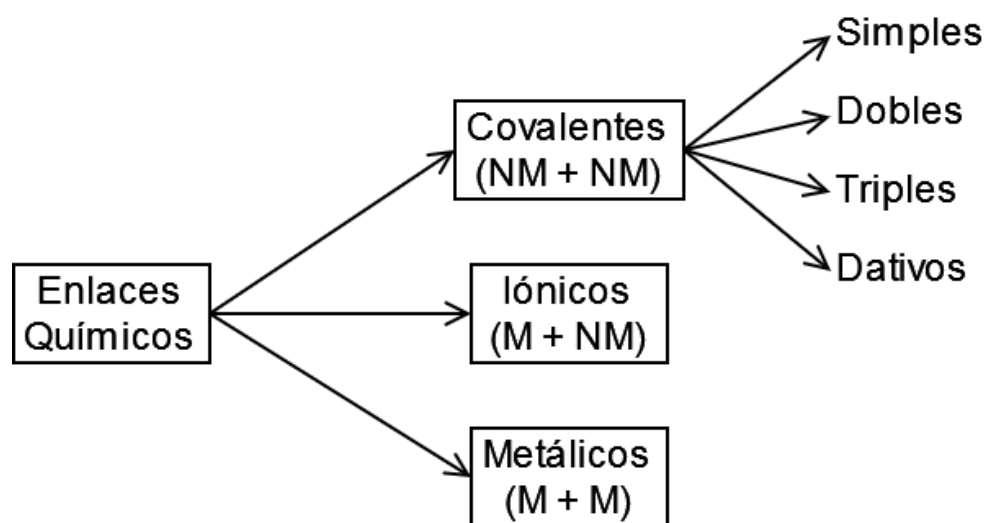
CES: La configuración electrónica simplificada es decir cuál es el gas noble anterior y sumarle la CEE.

S	P	D	F
1 —			
2 —	— — —		
3 —	— — —	— — — —	
4 —	— — —	— — — —	— — — — —
5 —	— — —	— — — —	— — — — —
6 —	— — —	— — — —	
7 —	— — —		
8 —			

Enlaces químicos

Los átomos se pueden unir con enlaces **covalentes** (NM+NM), **iónicos** (M+NM) y **metálicos** (M+M).

Los enlaces covalentes forman **moléculas**, que pueden ser simples (un solo elemento) o compuestas (más de un elemento); los enlaces iónicos generan **redes cristalinas iónicas** y los enlaces metálicos **redes cristalinas metálicas**. Las sustancias formadas por un solo átomo se llaman monoatómicas (gases nobles).



Fuerzas intermoleculares

- Fuerzas de London: muy débil, dipolos instantáneos, presentes en todas las sustancias.
- Fuerzas de Van der Waals: dipolos permanentes. Cuando hay dipolos permanentes el momento dipolar es $\mu T \neq 0$.
- Puente de hidrógeno: fuerte, dipolos permanentes, presentes en sustancias con enlace entre un H y un F, O o N.

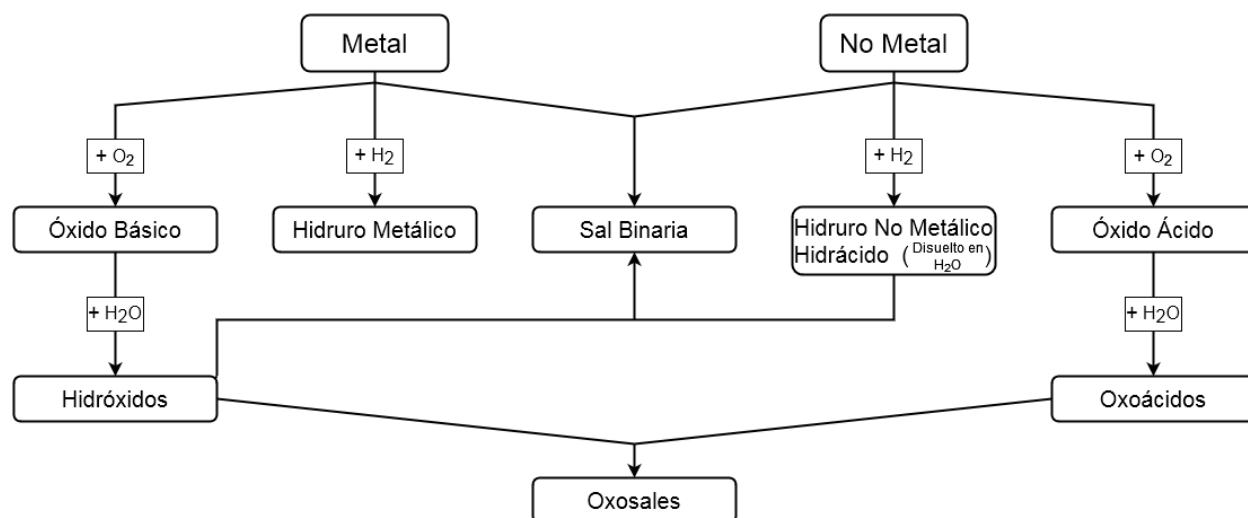
Geometría molecular

- Diatómica: 2 átomos (H_2).
- Lineal: 3 átomos, en el átomo central 2 enlaces y 0 pares de electrones libres (CO_2).
- Angular (120°): 3 átomos, en el átomo central 2 enlaces y 1 par de electrones libres (SO_2).
- Angular ($104,5^\circ$): 3 átomos, en el átomo central 2 enlaces y 2 pares de electrones libres (H_2O).
- Triangular (120°): 4 átomos, en el átomo central 3 enlaces y 0 pares de electrones libres (SO_3).
- Piramidal (107°): 4 átomos, en el átomo central 3 enlaces y 1 par de electrones libres (NH_3).
- Tetraédrica ($109,5^\circ$): 5 átomos, en el átomo central 4 enlaces y 0 pares de electrones libres (CH_4).

Momento dipolar (μT)

El momento dipolar surge de la diferencia de electronegatividades entre los átomos de un enlace. En las moléculas simétricas, estos momentos se cancelan.

Ecuaciones de formación básicas



2. Nomenclatura

Compuestos binarios

Óxidos básicos (M+O):

Se nombran “Óxido de metal”. Por ejemplo, óxido de sodio (Na_2O), óxido de magnesio (MgO).

En caso de haber más de un estado de oxidación existen tres nomenclaturas:

Tradicional:

Se nombran “óxido metal+ oso/ico”. “oso” para el menor e “ico” para el mayor. Por ejemplo óxido cobaltoso (CoO) y óxido cobáltico (Co_2O_3).

Stock:

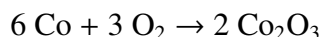
Se nombran “óxido de metal” y entre números romanos el estado de oxidación del metal. Por ejemplo óxido de cobalto (II) y óxido de cobalto (III).

Sistemática:

Se nombran “óxido de metal” agregando los prefijos numerales griegos: mono, di, tri, tetra, penta, hexa, hepta, octa, nona y deca a los elementos dependiendo de cuántos átomos haya. El prefijo mono se agrega únicamente al óxido, no al metal. Por ejemplo monóxido de cobalto, trióxido de dicobalto. Para los prefijos que terminan en “a” (tetra, penta...), se omite la “a”.

Obtención:

Para obtenerlos se hace reaccionar el metal con gas oxígeno, por ejemplo:



Óxidos ácidos (NM+O):

Se nombran “Óxido de no metal”. En la mayoría de los casos hay más de una estado de oxidación posible del no metal, así que hay que usar una de las tres nomenclaturas:

Tradicional:

Se nombran “óxido hipo/per + no-metal + oso/ico”. En caso de haber 4 posibilidades se usa “hipo-oso” para el menor, “oso” para el siguiente, “ico” para el siguiente y “per-ico” para el mayor. En caso de ser 2 posibilidades se usa solo “-oso” e “-ico”. Por ejemplo óxido hipocloroso (Cl_2O), óxido cloroso (Cl_2O_3), óxido clórico (Cl_2O_5) y óxido perclórico (Cl_2O_7).

Stock:

Se nombran “óxido de no-metal” y entre números romanos el estado de oxidación del metal. Por ejemplo óxido de cloro (I), óxido de cloro (III), óxido de cloro (V) y óxido de cloro (VII).

Sistemática:

Se nombran “óxido de metal” agregando los prefijos numéricos. El prefijo mono se agrega únicamente al óxido, no al no-metal. Por ejemplo monóxido de dicloro (Cl_2O), trióxido de dicloro (Cl_2O_3), pentóxido de dicloro (Cl_2O_5), heptóxido de dicloro (Cl_2O_7).

Hidruros metálicos (M+H):

El hidrógeno tendrá número de oxidación -1. Se nombran “hidruro de metal”. Por ejemplo hidruro de sodio (NaH). En caso de haber más de un número de oxidación posible, se puede usar la tradicional o la de Stock:

Tradicional:

Hidruro ferroso (FeH_2), hidruro férrico (FeH_3).

Stock:

Hidruro de hierro (II), hidruro de hierro (III).

Sistemática:

Se le agregan los prefijos numéricos solo al hidrógeno, siendo siempre habrá un solo metal. Dihidruro de hierro, trihidruro de hierro, monohidruro de cobre, dihidruro de cobre.

Hidruros no metálicos (H+NM):

El hidrógeno tendrá número de oxidación +1 y el no metal su único número de oxidación negativo. Se nombran “no-metal+uro de hidrógeno”. Como existe una única combinación posible entre los elementos, hay una única nomenclatura. Cloruro de hidrógeno HCl, sulfuro de hidrógeno H_2S .

Hidrácidos:

En caso que el hidruro no metálico sea del grupo 16 o 17 y esté disuelto en agua, se dice que es un hidrácido y se lo nombra “ácido no-metal+hidrico”. Por ejemplo: ácido clorhídrico (HCl), ácido sulfhídrico (H_2S), ácido bromhídrico (HBr).

Casos especiales:

Los hidruros no metálicos del grupo 14 y 15 se pueden llamar de manera particular: metano y amoníaco para los del CH_4 y NH_3 , y para el resto se agrega el sufijo “ano”: silano SiH_4 , fosfano PH_3 , arsano AsH_3 .

Notar que en estos el H se escribe después del elemento, no antes.

Sales binarias (M+NM):

El no-metal tendrá su único número de oxidación negativo. Se nombran “No metal+uro de metal”. Por ejemplo, cloruro de sodio (NaCl), fluoruro de potasio (KF).

En caso de haber más de un estado de oxidación del metal existen tres nomenclaturas:

Tradicional:

Se nombran “no metal+uro de metal oso/ico”. “oso” para el menor e “ico” para el mayor estado de oxidación del metal. Por ejemplo cloruro cobaltoso (CoO) y cloruro cobáltico (Co_2O_3).

Stock:

Se nombran “no metal+uro de metal” y entre números romanos el estado de oxidación del metal. Por ejemplo cloruro de cobalto (II) y cloruro de cobalto (III).

Sistemática:

Se nombran “no metal+uro de metal” agregando los prefijos numéricos. El prefijo mono se agrega únicamente al primer elemento nombrado, no al metal. Por ejemplo tricloruro de fósforo (PCl_3), dinitruro de trihierro (Fe_3N_2), monosulfuro de disodio (Na_2S), dicloruro de hierro (FeCl_2).

Compuestos ternarios

Hidróxidos (M+(OH)):

Son un metal con hidroxilo. Habrá un solo átomo de metal y lo que se puede modificar es la cantidad de grupos hidroxilos, no la cantidad de O o H. Se nombran “hidróxido de metal”. Al escribir la fórmula se ponen paréntesis solo si hay más de un hidroxilo. Por ejemplo hidróxido de sodio NaOH, hidróxido de magnesio $\text{Mg}(\text{OH})_2$. En caso de haber más de un número de oxidación del metal:

Tradicional:

Se nombran “hidróxido de metal oso/ico”. “oso” para el menor e “ico” para el mayor estado de oxidación del metal. Por ejemplo hidróxido cobaltoso $(\text{Co}(\text{OH})_2)$ o hidróxido cobáltico $(\text{Co}(\text{OH})_3)$.

Stock:

Se nombran “hidróxido de metal” y entre paréntesis con números romanos el estado de oxidación del metal. Por ejemplo hidróxido de cobalto (II) y hidróxido de cobalto (III).

Sistemática:

Se nombran “hidróxido de metal” agregando los prefijos numéricos griegos al hidróxido. Por ejemplo monohidróxido de oro (AuOH) o trihidróxido de oro $(\text{Au}(\text{OH})_3)$.

Oxoácidos (H+NM+O):

Son un no metal con oxígeno e hidrógeno. En caso de ser un no metal de grupo par, habrá dos H, si es de impar habrá un H (excepto en el fósforo que tiene 3). Como hay más de un número de oxidación posible del no metal hay que usar alguna nomenclatura, la más común es la tradicional. La de Stock y la Sistemática están definidas distinto en varios lugares y no son cómodas.

Tradicional:

Se nombran “ácido hipo/per + no-metal + oso/ico”. Por ejemplo ácido hipocloroso HClO , ácido cloroso HClO_2 , ácido clórico HClO_3 , ácido perclórico HClO_4 ; ácido sulfúrico H_2SO_4 , ácido sulfuroso H_2SO_3 ; ácido fosfórico H_3PO_4 , ácido fosforoso H_3PO_3 .

Oxosales (M+NM+O):

Son sales que contienen oxígeno. Como el no metal tiene más de un estado de oxidación hay que usar alguna de las nomenclaturas vistas.

Tradicional:

Se nombran “hipo/per+no metal+ato/ito + metal+oso/ico”. Para el no metal, dependiendo del número de oxidación de menor a mayor es “hipo-ito”, “ito”, “ato”, “per-ato”. Para el metal se pone “oso” o “ico” si es que hay más de un estado de oxidación. En caso de ser necesario, se pone el compuesto no metal con oxígeno entre paréntesis. Por ejemplo nitrato de potasio KNO_3 , nitrito de potasio KNO_2 ; hipoclorito ferroso $\text{Fe}(\text{ClO})_2$, hipoclorito férrico $\text{Fe}(\text{ClO})_3$, clorito ferroso $\text{Fe}(\text{ClO}_2)_2$, clorito férrico $\text{Fe}(\text{ClO}_2)_3$, clorato ferroso $\text{Fe}(\text{ClO}_3)_2$, clorato férrico $\text{Fe}(\text{ClO}_3)_3$, hipoclorato ferroso $\text{Fe}(\text{ClO}_4)_2$, hipoclorato férrico $\text{Fe}(\text{ClO}_4)_3$; sulfato cobaltoso CoSO_4 , sulfato cobáltico $\text{Co}_2(\text{SO}_4)_3$.

Stock:

Se nombran “hipo/per+no-metal+ito/ato de metal (?)”, donde entre paréntesis va el número de oxidación del metal si tiene más de uno. Algunos autores dicen que el no metal se nombre solo con el sufijo -ato y luego se agrega entre paréntesis su número de oxidación.

Sistemática:

La sistemática no se suele usar para oxosales.

3. Soluciones

Una solución es una mezcla homogénea entre dos o más sustancias.

Solución (SC): es un compuesto en el que todas sus partes tienen las mismas propiedades intrínsecas. Está formada por un soluto y un solvente (puede haber más de un soluto). Si tengo agua salada, el agua salada es la solución.

Solvente (SV): es el componente de una solución que disuelve al soluto. Si tengo agua salada, el solvente es el agua.

Soluto (ST): es lo que está disuelto en la solución. Si tengo agua salada, el soluto es la sal.

Densidad

Es la relación entre la masa de un compuesto y su volumen.

$$\delta = \frac{m}{V}$$

Concentración de soluciones

$$\%m/m = \frac{m_{st}}{m_{sc}} \cdot 100 \%$$

$$\%V/V = \frac{V_{st}}{V_{sc}} \cdot 100 \%$$

$$\%m/V = \frac{m_{st} \text{ (g)}}{V_{sc} \text{ (ml)}} \cdot 100 \%$$

$$M = \frac{n_{st}}{V_{sc} \text{ (l)}}$$

$$m = \frac{n_{st}}{m_{sv} \text{ (kg)}}$$

$$\text{ppm} = \frac{m_{st} \text{ (mg)}}{m_{sc} \text{ (kg)}} \quad \text{ó} \quad \frac{m_{st} \text{ (mg)}}{V_{sc} \text{ (l)}}$$

$$X_{st} = \frac{n_{st}}{n_{st} + n_{sv}}$$

$$X_{sv} = \frac{n_{sv}}{n_{st} + n_{sv}}$$

pH

Representa la molaridad de H^+ que hay en una solución.

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$$

Tener en cuenta que $\text{pH} + \text{pOH} = 14$. El pH del agua es 7. Si el pH es menor a 7 es ácido, si es mayor a 7 es básico. Si una solución supuestamente ácida da básica, o básica da ácida, ese pH no está bien, se descarta porque empieza a tener más importancia la ionización del agua y el pH final es 7.

Relación con constantes de equilibrio

$$K_a \cdot K_b = K_w = 10^{-14}$$

$$\text{p}K_a + \text{p}K_b = \text{p}K_w = 14$$

4. Gases ideales

Cuando se cambia alguna magnitud del gas (presión, volumen o temperatura) pero la cantidad de gas permanece constante, utilizar la siguiente ecuación (poniendo siempre en todos lados las mismas unidades y la temperatura siempre en Kelvin):

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

En caso de querer averiguar las magnitudes de una determinada cantidad de gas, utilizar la siguiente ecuación (poniendo todo en atm, litros y Kelvin, además $R=0,082$):

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Algunas aclaraciones:

CNPT: 0° K , 1 atm. Un proceso isotérmico no cambia la temperatura, isobárico no cambia la presión, isocórico no cambia el volumen.

Ley de Henry (Gases disueltos en líquido)

Molaridad es igual a constante (depende del gas, del líquido y de la temperatura) multiplicado por la presión:

$$M = k \cdot P$$

5. Hidroestática

Presión

$$P = \frac{F}{S}$$

Variación de la presión con la profundidad

Recordar que la densidad del agua pura es $\delta = 1.000 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$ y la presión atmosférica normal es 1 atm = 101.300 Pa.

$$P = P_0 + \delta \cdot g \cdot h$$

Principio de Arquímedes

“La fuerza flotación de un cuerpo sumergido es igual al peso del líquido desplazado”.

$$F = \delta \cdot V \cdot g$$

6. Balanceo de ecuaciones

El primer método a aprender para balancear ecuaciones de reacciones químicas es al tanteo. Es tirar números hasta que funcione.

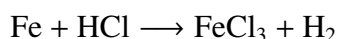
Clasificación de reacciones químicas

- Adición/síntesis: muchos reactivos, 1 producto.
- Descomposición: 1 reactivo, muchos productos.
- Desplazamiento: muchos reactivos, muchos productos.
- Exotérmicas: liberan calor.
- Endotérmicas: absorben calor.

6.1. Método algebraico

Cada elemento genera una ecuación. A cada compuesto se le asigna una letra (incógnita). Luego en cada ecuación se multiplica cada letra por la cantidad de veces que aparece el elemento en el compuesto y finalmente se resuelve el sistema de ecuaciones.

Ejemplo:



$$\begin{array}{lcl}
 \text{Fe} : A = C & & A = 2 \\
 \text{H} : B = 2D & \implies & B = 2D = 3C = 3A \implies B = 6 \\
 \text{Cl} : B = 3C & & C = 2 \\
 & & D = 3
 \end{array} \implies \boxed{2\text{Fe} + 6\text{HCl} \longrightarrow 2\text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2}$$

6.2. Redox

Nº de oxidación

Es la cantidad de electrones que un compuesto pone en juego.

Elementos pareados consigo mismo: 0. Elementos en estado elemental: 0. Iones: su carga. Oxígeno: -2. Hidrógeno: -1/+1. Alcalinos: +1. Alcalinotérreos: +2. Los no metales cuando se ponen con un metal tienen su número de oxidación negativo.

Entre dos elementos, el más electronegativo es que tendrá número de oxidación negativo.

Reacción redox

Es una reacción química donde hay transferencia de electrones (cambian los números de oxidación).

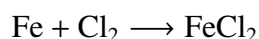
El reductor es el que pierde electrones, se oxida, el oxidante es el que recibe electrones, se reduce.

Para resolver un ejercicio de redox:

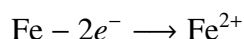
- 1) Identificar al compuesto que se oxida y al que se reduce.
- 2) Identificar si se está en medio ácido o básico (puede no estarse en ninguno).

- 3) Escribir la semirreacción de oxidación y la de reducción, poniendo solo los iones afectados.
- 4) Balancear compuestos y cargas (agregando los e^- y los H^+ , $(OH)^-$ según el medio). En medio básico, las aguas van donde hay más oxígenos. Agregar un agua por cada oxígeno que falte y el doble de OH^- .
- 5) Poner todos los electrones en el mismo lado de las ecuaciones, y multiplicar de manera que queden la misma cantidad en cada una.
- 6) Sumar las ecuaciones resultantes, se tienen que cancelar los electrones y luego simplificar si se da el caso.
- 7) Finalmente llevar los coeficientes obtenidos a la fórmula original, agregando por tanteo lo que haga falta.

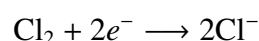
Ejemplo simple:



Semirreacción de oxidación:

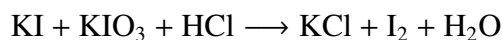


Semirreacción de reducción:



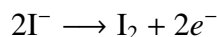
Las reacciones Redox pueden ser en medios ácidos o básicos. En caso de ser medio ácido, hay que compensar la falta de hidrógenos con cationes H^+ . En caso de ser medio básico esta falta se compensa con grupos hidroxilos $(OH)^-$.

Ejemplo medio ácido:

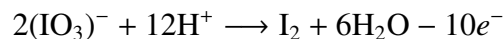


Ioduro de potasio + iodato de potasio + ácido clorhídrico \rightarrow cloruro de potasio + yodo molecular + agua

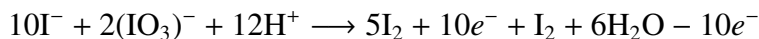
Semirreacción de oxidación:



Semirreacción de reducción:



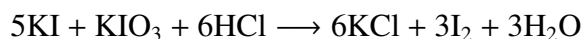
Multiplico para que la cantidad de electrones sean iguales (multiplicar por cinco la de oxidación) y las sumo:



Cancelo los electrones y si puedo simplifico, quedando:



Finalmente pongo los coeficientes en la fórmula original y agrego lo que haga falta:



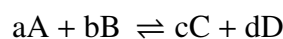
7. Estequiometría

Cómo resolver un ejercicio básico de estequiometría:

- Balancear la ecuación.
- Ver cuánto pesa un mol de cada compuesto (cuánto pesa un mol de agua, de gas oxígeno, de cloruro de sodio, etc).
- Ver qué información tengo y utilizando la regla de 3 simple averiguar los gramos y moles que tengo de cada compuesto.
- Recordar que haber balanceado la ecuación nos dice la relación entre la cantidad de moles de cada compuesto.

Constantes de equilibrio

La constante de equilibrio K_C es de una reacción con rendimiento menor a 100 %. $[A]$ se refiere a la concentración molar de A (molaridad):



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

La constante de equilibrio K_P es para gases. (P_A) es la presión parcial de A.

$$K_P = \frac{(P_C)^c \cdot (P_D)^d}{(P_A)^a \cdot (P_B)^b}$$

8. Calorimetría

Q es calor entregado/quitado al sistema. m masa. c es la capacidad calorífica específica o calor específico, depende del material. ΔT es la variación de temperatura.

$$Q = m \cdot C \cdot \Delta T$$

Para realizar un cambio de fase se requiere calor. Siendo L_F y L_E el calor latente de fusión y el de ebullición respectivamente:

$$Q = m \cdot L$$

Para resolver un ejercicio de averiguar temperatura final teniendo todos los datos, plantear que $Q_1 = -Q_2$ (calores ganados de cada compuesto), en ΔT poner como incógnita a T_f y se termina teniendo dos ecuaciones con dos incógnitas. Sumar esas ecuaciones y queda algo fácil igual a 0 (los Q desaparecen).

Calores específicos y latentes del agua:

$$C_s = 0,5 \frac{\text{kcal}}{\text{kg} \cdot ^\circ\text{C}} \quad C_l = 1 \frac{\text{kcal}}{\text{kg} \cdot ^\circ\text{C}} \quad C_g = 0,48 \frac{\text{kcal}}{\text{kg} \cdot ^\circ\text{C}} \quad L_f = 80 \frac{\text{kcal}}{\text{kg}} \quad L_e = 540 \frac{\text{kcal}}{\text{kg}}$$

Pasaje de unidades en temperaturas

$^\circ\text{C}$ y $^\circ\text{F}$:

$$T_{^\circ\text{F}} = T_{^\circ\text{C}} \cdot 1,8 + 32$$

$$T_{^\circ\text{C}} = \frac{T_{^\circ\text{F}} - 32}{1,8}$$

K y $^\circ\text{C}$:

$$T_{\text{K}} = T_{^\circ\text{C}} + 273$$

$$T_{^\circ\text{C}} = T_{\text{K}} - 273$$

Dilatación térmica

En general dan solo como dato el coeficiente de dilatación lineal λ . Para obtener el superficial multiplicarlo por dos y para el volumétrico por tres.

La ecuación que relaciona variación de longitud con temperatura es:

$$\Delta L = m \cdot \lambda \cdot \Delta T$$

9. Química nuclear

Fusión

Es un proceso mediante el cual el núcleo de un átomo crece, ya sea porque se le agregan neutrones, protones o porque se fusiona con otros átomos.

Es un proceso que requiere mucha energía, en la naturaleza ocurre en las estrellas y en las capas altas de la atmósfera (esto último es más raro).

Fisión

Es un proceso mediante el cual el núcleo de un átomo decrece. Cuando un átomo emite radiación alfa o beta, está ocurriendo fisión.

Este proceso ocurre naturalmente en los minerales radiactivos. Artificialmente ocurre en reactores nucleares o bombas nucleares.

Radiación

Algunos isótopos de determinados elementos no son estables. Estos átomos inestables emiten radiación. Esta radiación puede ser de 3 tipos:

Radiación alfa(α)

Cuando un átomo emite radiación alfa, este desprende 2 protones y 2 neutrones, se puede decir que desprende un átomo de helio que no tiene electrones.

La radiación alfa es posible de frenar con una hoja de papel. Es muy ionizante (cuanto más ionizante más probabilidad que te cause cáncer), así que es muy peligroso respirar o tragar este tipo de partículas.

Radiación beta (β)

Cuando un átomo emite radiación beta, este desprende un electrón. Además uno de sus neutrones se transformará en un protón (modificando el número atómico del átomo pero no el número másico).

Existen casos particulares en los que en vez de desprenderse un electrón se desprende un positrón (una partícula flashera, es como un electrón con carga positiva). Y en vez de que un neutrón se transforme en un protón pasa lo opuesto: un protón se transforma en un neutrón. Cuando pasa esto se habla de una emisión beta más (β^+).

Una manera de frenar la radiación gamma es con planchas de aluminio. Es menos ionizante que las partículas alfa.

Radiación gamma (γ)

Este tipo de radiación ocurre cuando un átomo emite energía electromagnética en forma de un fotón (no emite materia, solo emite energía).

Es la menos ionizante de las tres radiaciones, pero al ser energía es muy difícil de frenar. Para frenarla se utilizan placas de plomo, hormigón o agua.

Vida media

La vida media de un material es la cantidad de tiempo que tiene que pasar para que una concentración de dicho material se descomponga a la mitad. La ecuación para saber cuánto material se tendrá luego de una cantidad de tiempo es (m_f es masa final, m_0 es masa inicial, e es el número irracional, t el tiempo que pasará y V la vida media. A veces puede aparecer la constante de desintegración $\lambda = \ln(2)/V$):

$$m_f = m_0 \cdot e^{\frac{-t \cdot \ln(2)}{V}} = m_0 \cdot 2^{\frac{-t}{V}}$$

10. Teoría de enlaces

Estructura de Lewis

Se basa en poner todos los electrones de la capa de valencia y mostrar los enlaces. En caso de ser enlaces iónicos se separa por un lado los metales y por el otro los no metales.

En general se pone en el centro al elemento más electronegativo. Los ejemplos que se ven en secundario son sin ciclos. Los ácidos tienen al hidrógeno enlazado con un oxígeno.

Fórmula desarrollada

Se basa en poner simplemente líneas simples, dobles o triples para los enlaces o flechas para los dativos (es el que usan en química orgánica).

Tipos de enlace

σ : Son los simples.

π : Son el segundo o tercer enlace en un enlace covalente (Un enlace covalente triple tiene un σ y dos π).

11. Química orgánica

Fórmula desarrollada, semidesarrollada, taquigráfica y condensada.

Hidrocarburos

Son compuestos moleculares que solo tienen carbono e hidrógeno. Los alcanos tienen solo enlaces covalentes simples, los alquenos al menos un enlace covalente doble y los alquinos al menos un enlace covalente triple.

- 1) Identificar la cadena más larga.
- 2) Identificar el extremo inicial (el que esté más cerca del grupo funcional o del grupo más largo).
- 3) En orden alfabético, nombrar en qué posición está cada grupo (repetiendo posiciones repetidas), sin considerar el di, tri, tetra.
- 4) Agregar el nombre de la cadena + el sufijo.

Alcanos

Se nombran con el prefijo dependiendo de cuántos carbonos tenga (meta, eta, propa, buta, penta, hexa, hepta, octa, nona, deca...) más “ano” al final. Una vez establecida la cantidad de carbonos saturar el resto de los enlaces con hidrógenos. Por ejemplo CH_4 es metano, C_2H_6 es etano, C_3H_8 es propano, C_4H_{10} es butano y así. La relación entre carbonos e hidrógenos es $H = 2C + 2$.

En caso que la molécula no sea lineal (ni cíclica), se nombra como el largo de la cadena principal más los nombres de cada ramificación.

Primero se ubican las posiciones de las ramificaciones de largo 1 con respecto a la cadena más larga, luego las de largo 2, luego largo 3 y así sucesivamente. La posición será desde el extremo que genere las posiciones más chicas.

Luego se escribe cada posición donde haya una ramificación, en caso de haber dos ramificaciones se escribe esa posición dos veces.

Por ejemplo: 3etil-2,2-dimetil octano.

Alquenos

La cadena principal será la más larga que contenga al enlace doble. Se numera desde el extremo más cercano al enlace doble. Se agrega un número diciendo dónde está el enlace triple.

Alquinos

La cadena principal será la más larga que contenga al enlace triple. Se numera desde el extremo más cercano al enlace triple. Se agrega un número diciendo dónde está el enlace triple.

Alcoholes

Tiene que haber un OH en la cadena principal, se nombran metanol, etanol y así. Se pone en qué posición de la cadena principal está el grupo OH.

En caso de ser alcoholes dobles, se nombran como 1,3-butano

Ácidos carboxílicos

Hay un carbono enlazado a un OH ya un O con enlace doble en algún extremo de la cadena. Se nombran agregando la terminación -oico. Metanoico, propanoico, etc.

Cetonas

Hay un C con un doble enlace a un O (grupo carbonilo), enlazado a otros 2 carbonos. Terminan con anal. Propanona, pentanona.

Aldehídos

Hay un grupo funcional carbonilo, carbono enlazado a un O con enlace doble y a un H. Propanal, pentanal, etc.

Isomería

Son moléculas con la misma fórmula química pero distinta estructura.

Isomería de cadena

Cambian las posiciones de los carbonos e hidrógenos. El pentano es isómero de cadena del 2-metil-butano por ejemplo.

Isómería de posición

Lo único que cambia es la posición del enlace doble, triple o del grupo funcional. Por ejemplo, el 1-penteno es isómero de posición del 2-penteno.

Isómería de función

Son dos moléculas con igual fórmula molecular salvo por el tipo de grupo funcional que los distingue. Por ejemplo