



UCSF
Universidad Católica
de Santa Fe

Farmacia



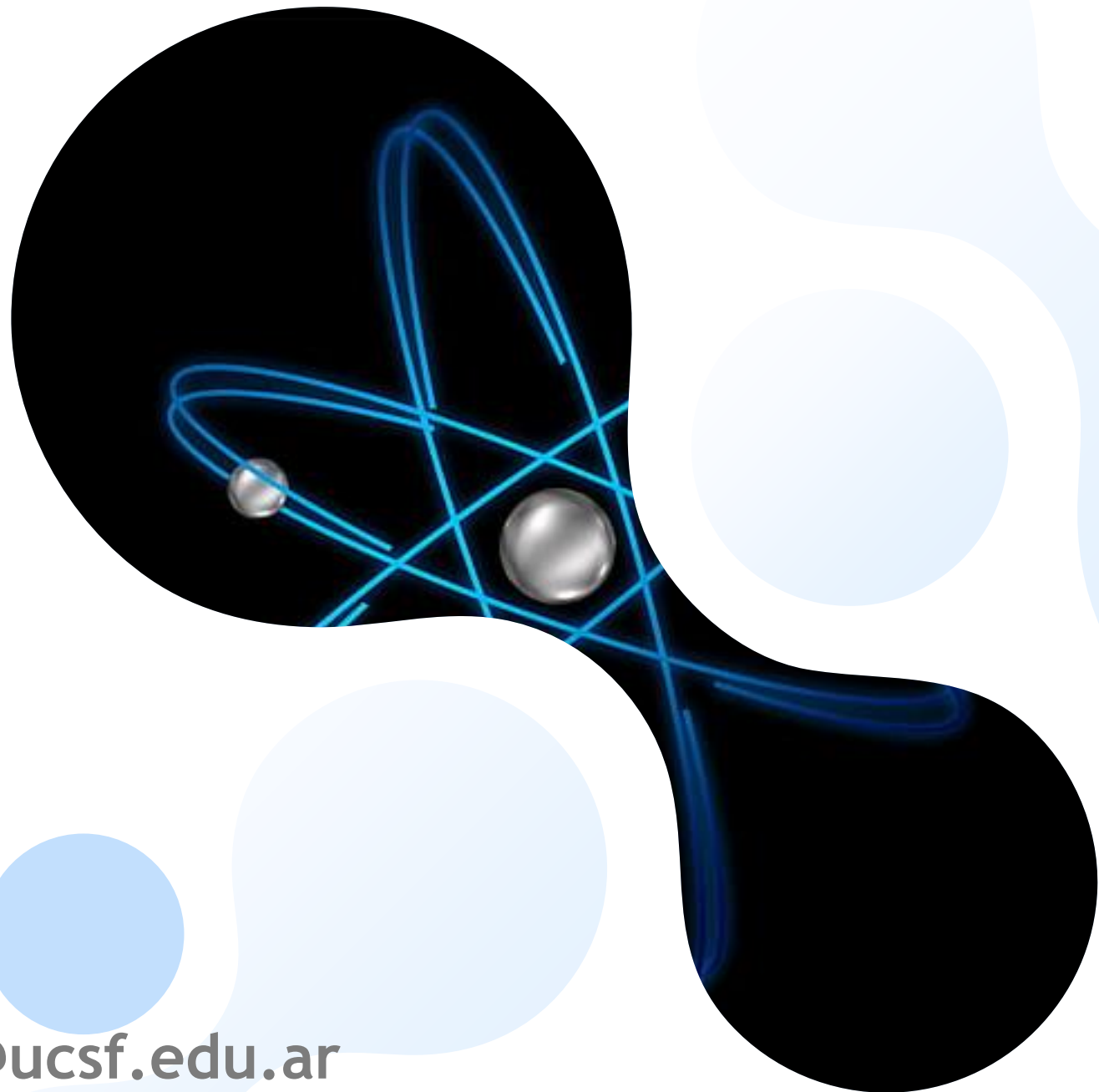
Facultad de Ciencias de la Salud

Química General

**Cristhian Andrés
Fonseca B.**



cristhian.fonsecabenitez@ucsf.edu.ar





Formulación y Nomenclatura II

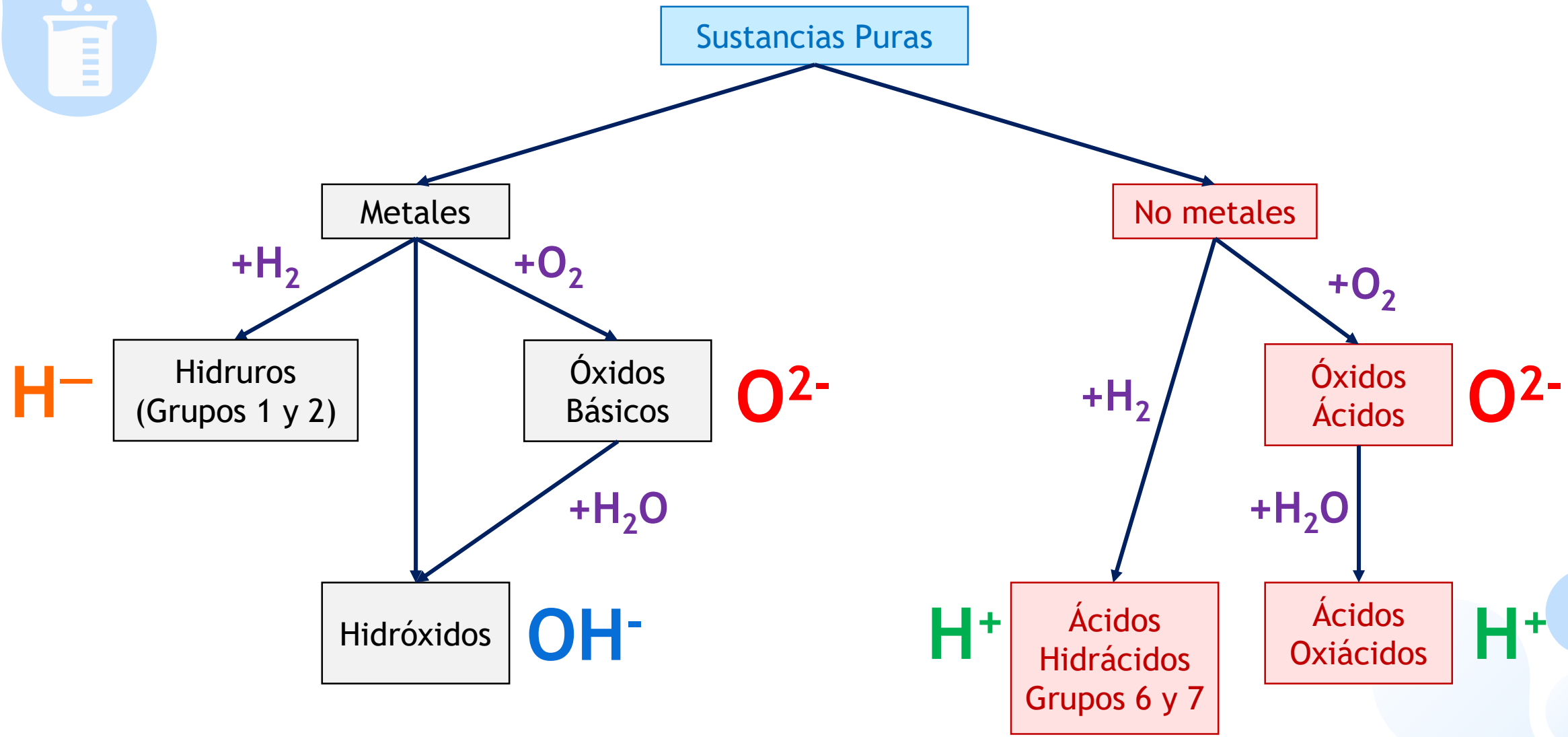




Nomenclatura

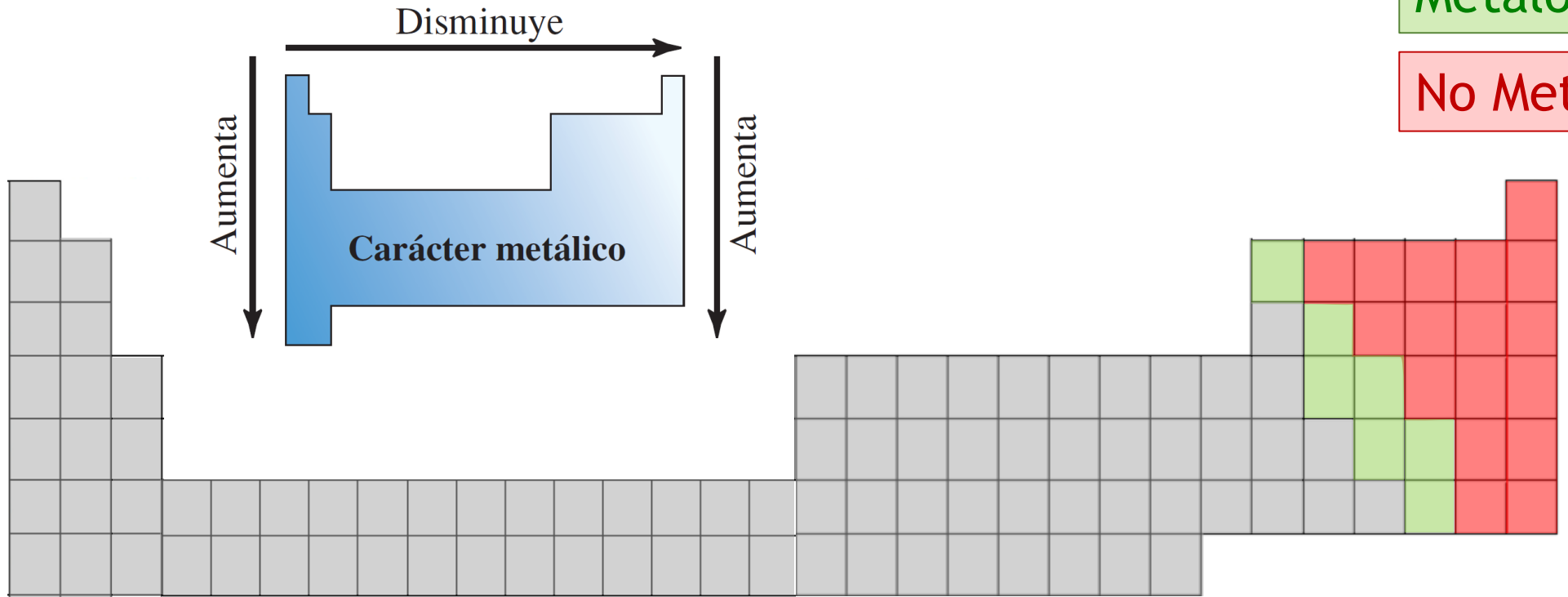
Los nombres y las fórmulas químicas de compuestos son parte del vocabulario esencial de la química. El sistema utilizado para nombrar sustancias se conoce como **nomenclatura química** (del latín *nomen*: nombre y *calare*: llamar). Las reglas de la nomenclatura química se basan en la clasificación de las sustancias en categorías. Las tres formas de nomenclatura usadas en química son:

- **Nomenclatura Sistemática:** Usa prefijos griegos para indicar el número de átomos en la molécula
- **Nomenclatura Stock:** Usa números romanos para indicar el estado de oxidación del elemento principal
- **Nomenclatura Tradicional:** Usa prefijos y sufijos que indican el número de estados de oxidación del elemento principal y el orden en el que se ubica ese número con respecto a otro(s) del mismo elemento (si los tuviera).





Carácter metálico



- Metales
- Metaloides
- No Metales

Metal
Alcalino



No metal
Ácido

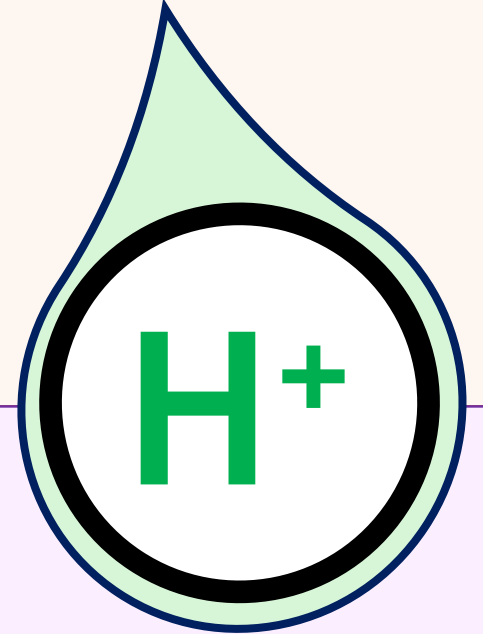


	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1																		
2																		
3																		
4																		
5																		
6																		
7																		

11	(Ne)3s ¹
Na	
Sodium	
22.989	

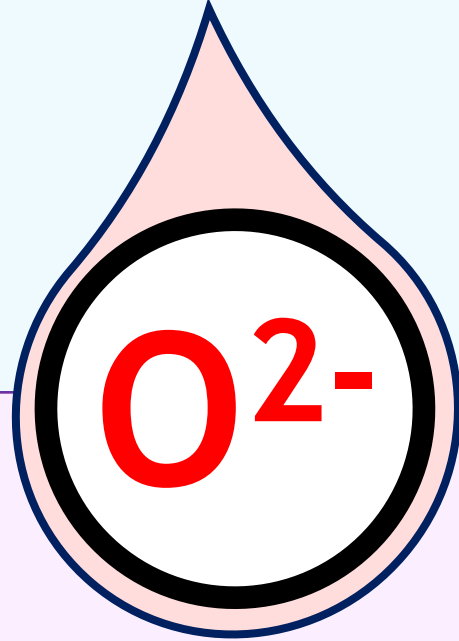
17	3s ² 3p ⁵
Cl	
Chlorine	
35.452	

+ Alcalino  **+ Ácido**

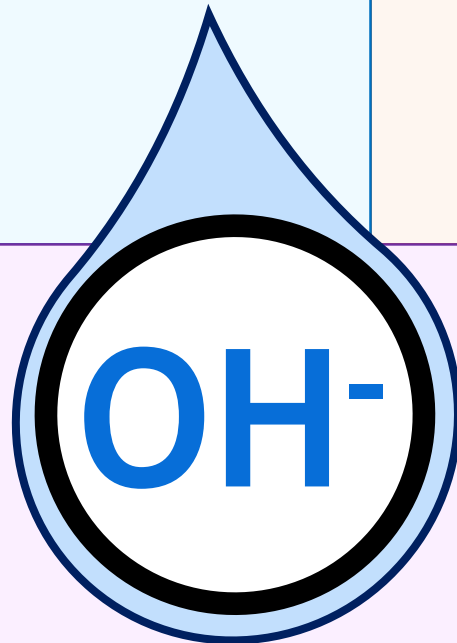
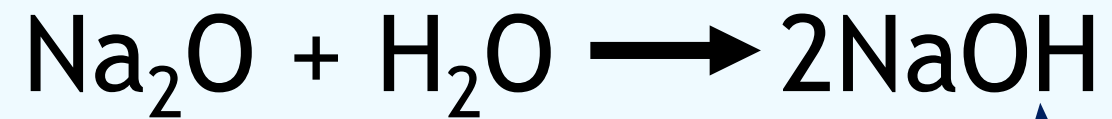
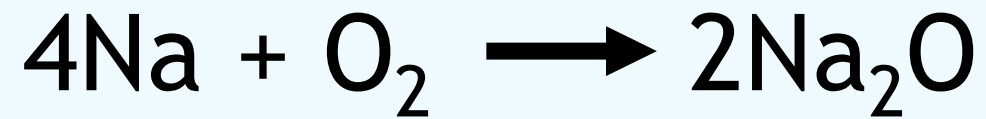


H^+ es el grupo funcional de los ácidos

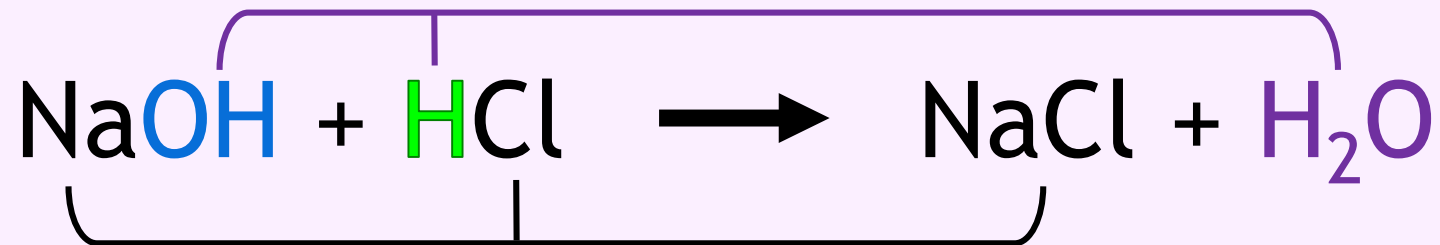
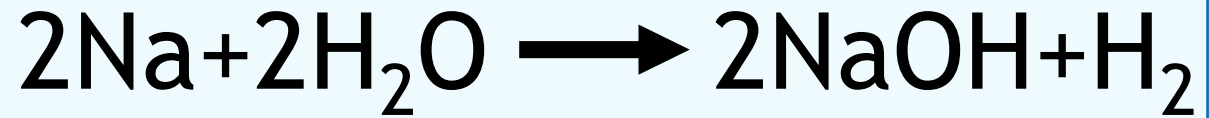
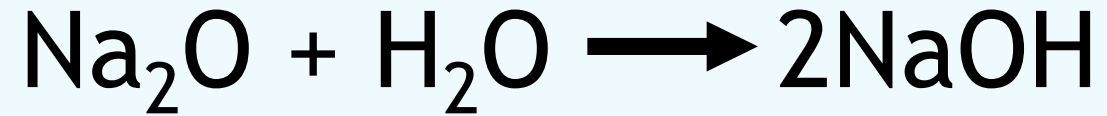
**Protón o
Hidrogenión**

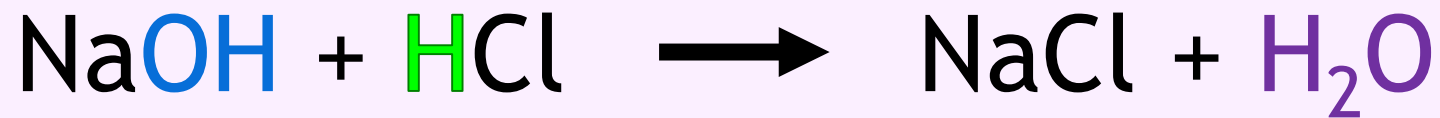
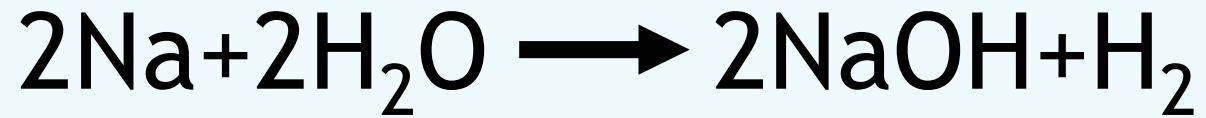
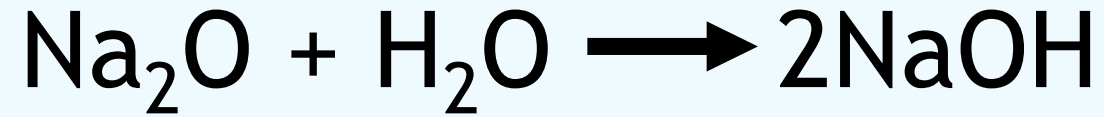


O^{2-} es el grupo funcional de los óxidos



OH^- es el grupo funcional de los hidróxidos







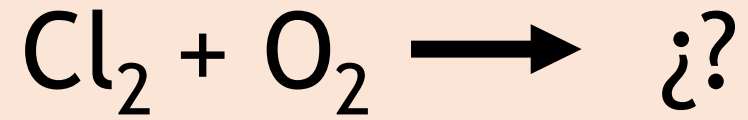
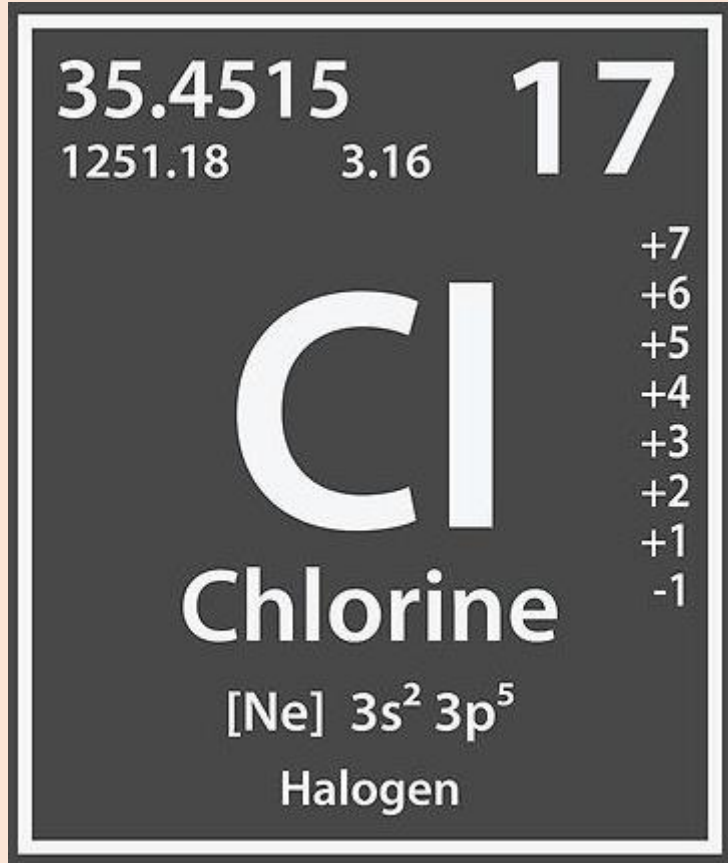
Sales binarias

La raíz para nombrar las sales binarias para cada elemento proviene de su nombre:

3A		4A		5A		6A		7A	
B	bor	C	carb	N	nitr	O	ox	H	hidr
		Si	silic	P	fosf	S	sulf	F	fluor
				As	arsen	Se	selen	Cl	clor
				Sb	antimon	Te	telur	Br	brom
								I	yod

Primero se menciona la raíz del anión seguida del sufijo **-uro** y en seguida el catión:

Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre
KBr	bromuro de potasio	Rb ₂ S	sulfuro de rubidio
CaCl ₂	cloruro de calcio	Ba ₃ N ₂	nitruro de bario
NaH	hidruro de sodio	SrO	óxido de estroncio

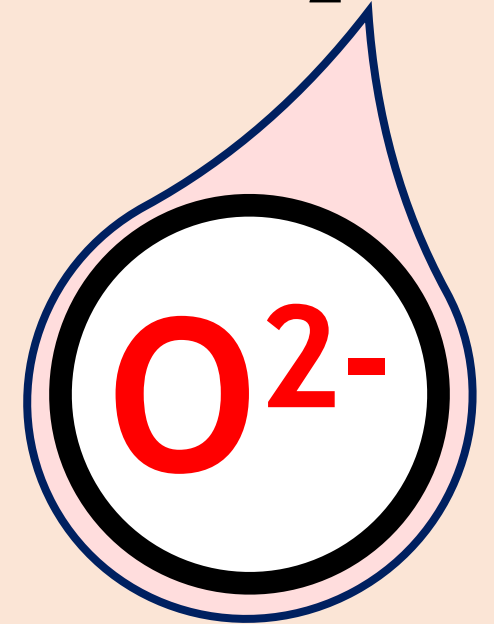
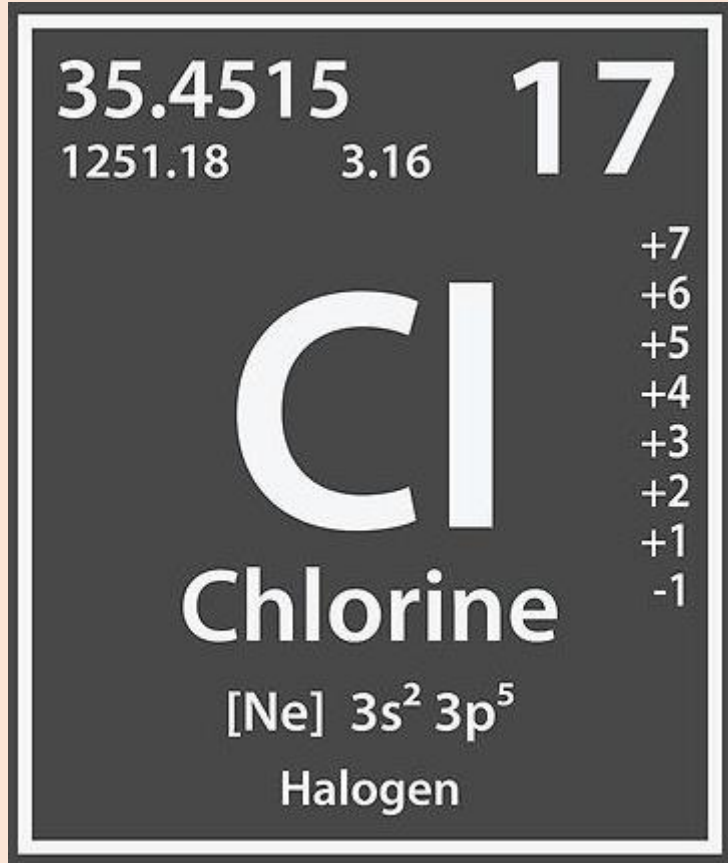


+7 Per_____ -ico

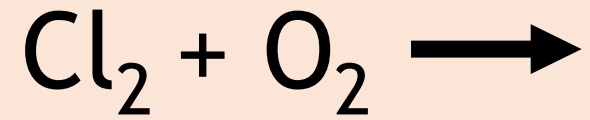
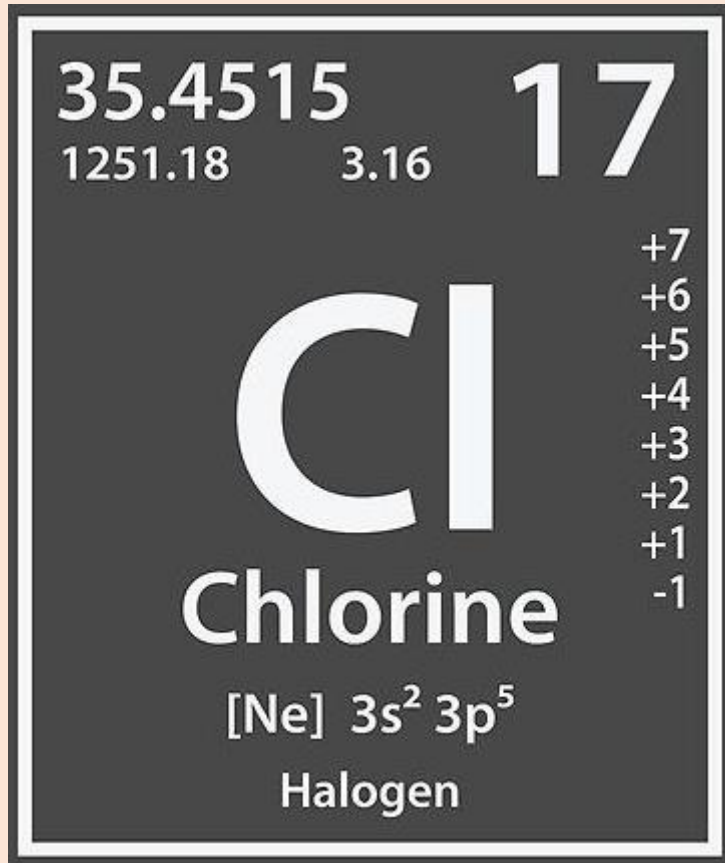
+5 _____ -ico

+3 _____ -OSO

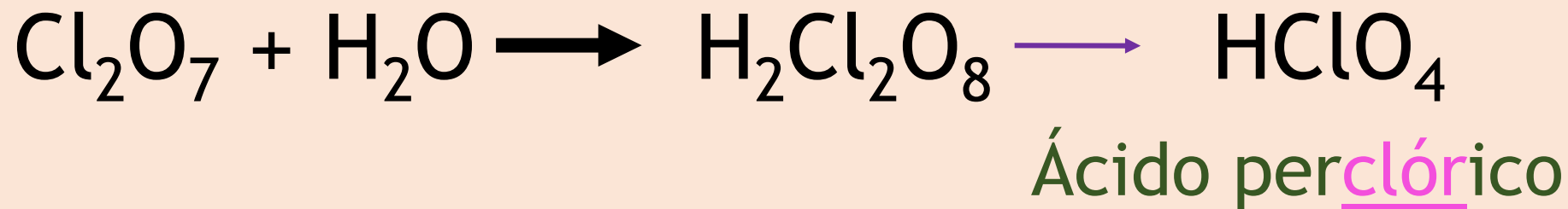
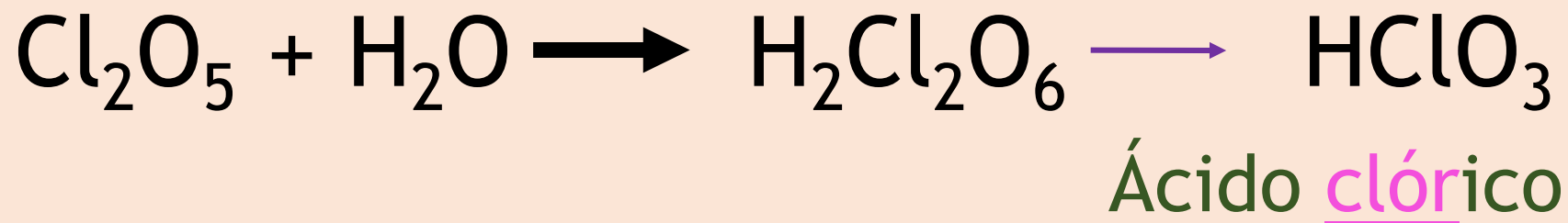
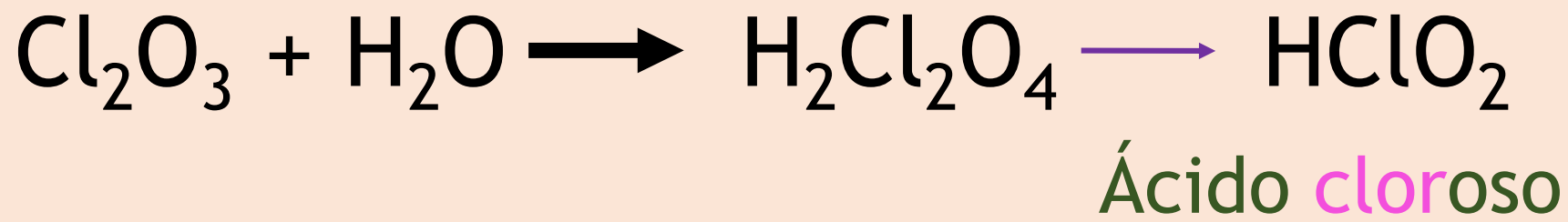
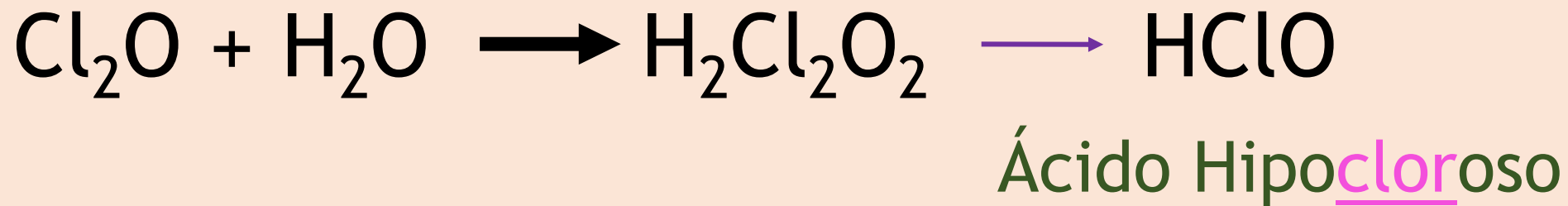
+1 Hipo_____ -OSO

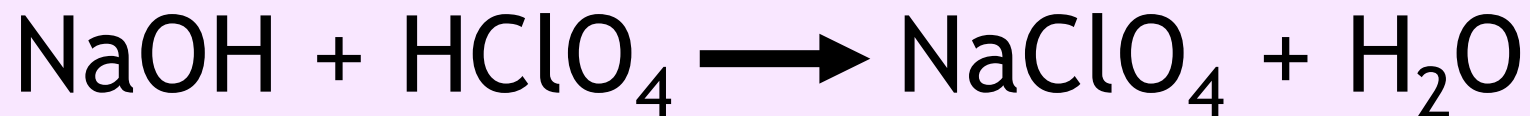
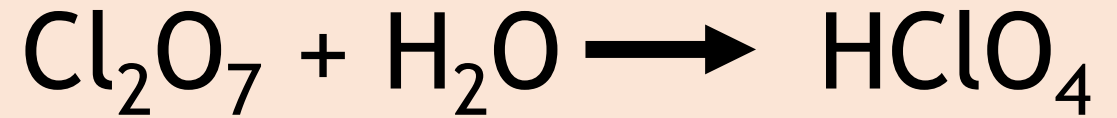
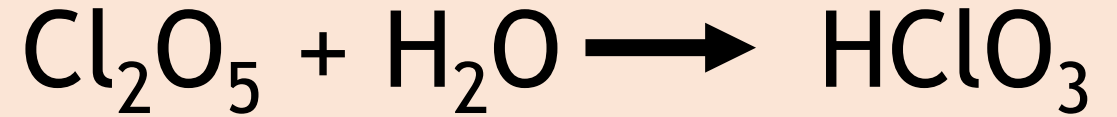
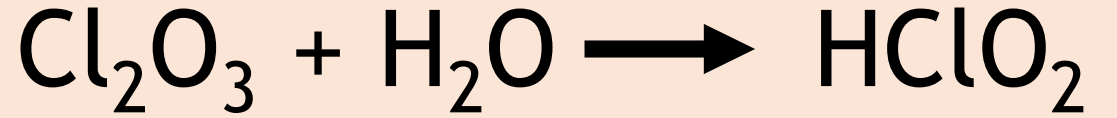
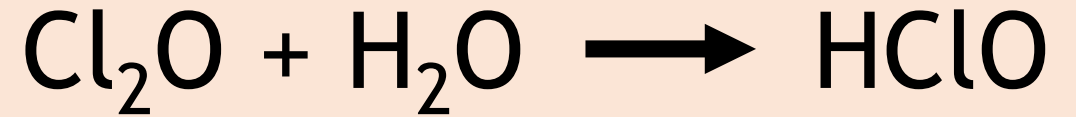
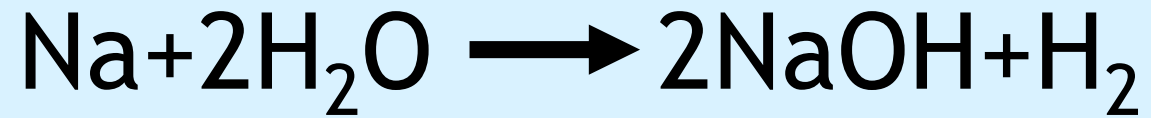
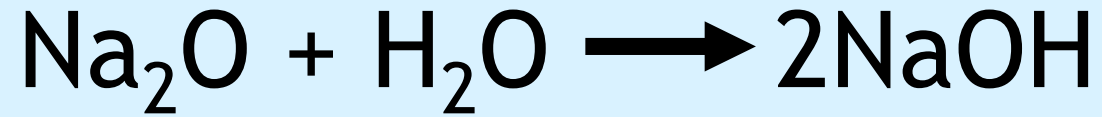


O^{2-} es el grupo funcional de los óxidos



- +7 Óxido perclórico
- +5 Óxido clórico
- +3 Óxido cloroso
- +1 Óxido Hipocloroso





Hidróxido + ácido
da sal + água



Ácido Hipocloroso



Ácido cloroso



Ácido clórico



Ácido perclórico



Hipoclorito de sodio



Clorito de sodio



Clorato de sodio



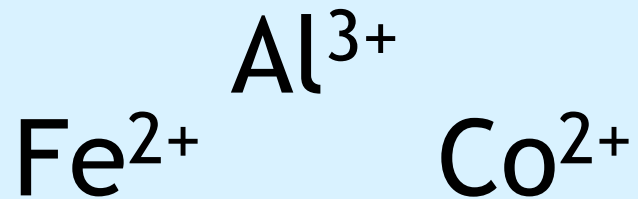
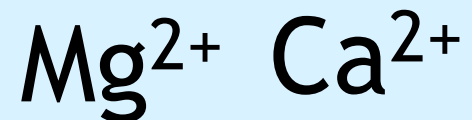
Perclorato de sodio

-oso cambia a **-ito**
-ico cambia a **-ato**

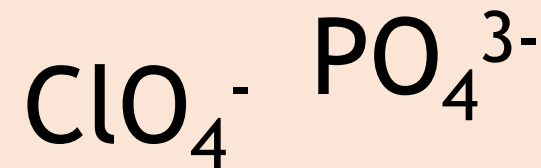
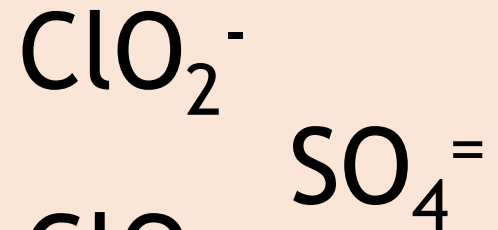


iones

Cationes



Aniones



Los iones son átomos o grupos de átomos con carga eléctrica definida



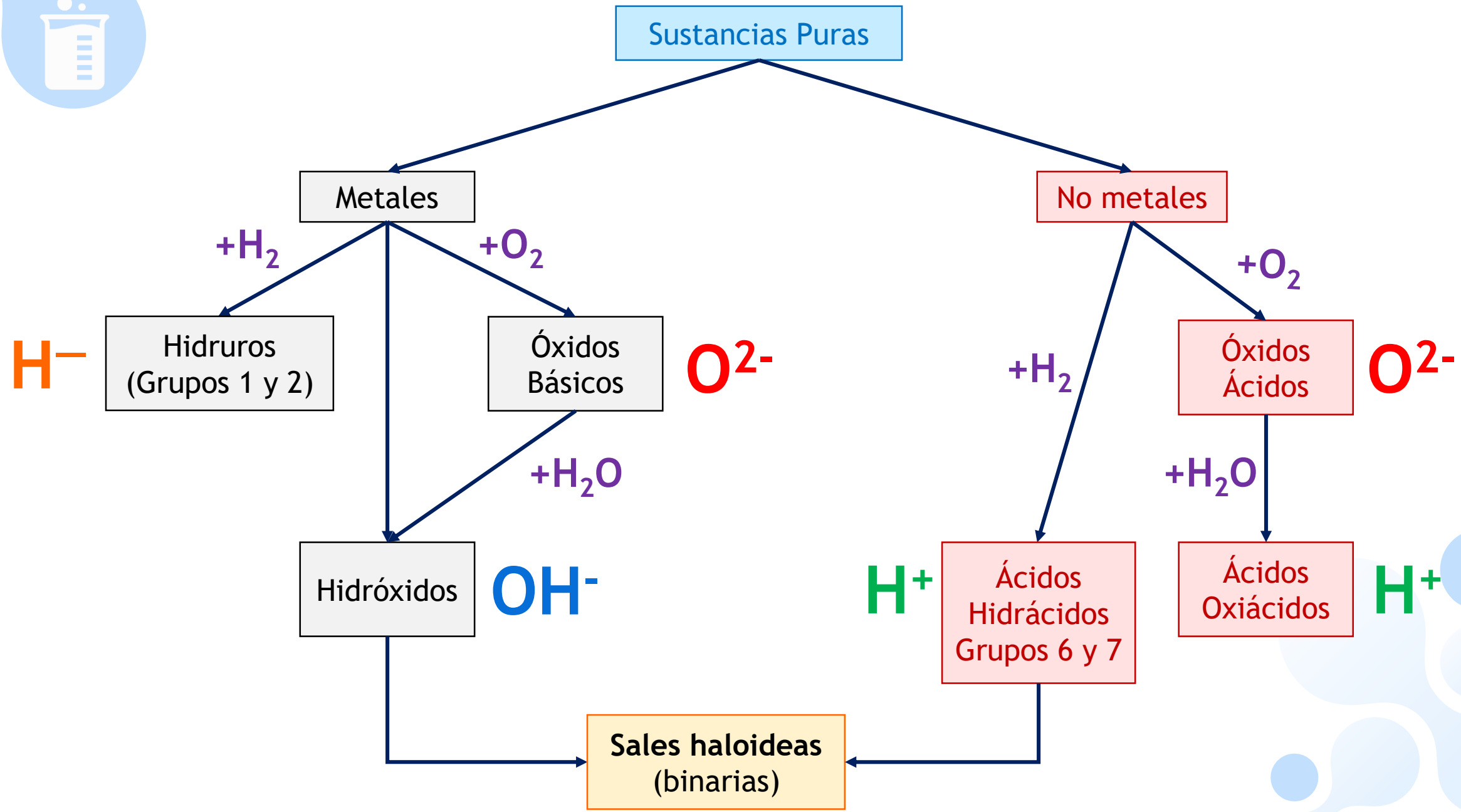
Cationes comunes		Aniones comunes	
Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre
Li ⁺	ion litio	F ⁻	ion fluoruro
Na ⁺	ion sodio	Cl ⁻	ion cloruro
K ⁺	ion potasio	Br ⁻	ion bromuro
NH ₄ ⁺	ion amonio	I ⁻	ion yoduro
Ag ⁺	ion plata	OH ⁻	ion hidróxido
Mg ²⁺	ion magnesio	CN ⁻	ion cianuro
Ca ²⁺	ion calcio	ClO ⁻	ion hipoclorito
Ba ²⁺	ion bario	ClO ₂ ⁻	ion clorito
Cd ²⁺	ion cadmio	ClO ₃ ⁻	ion clorato
Zn ²⁺	ion zinc	ClO ₄ ⁻	ion perclorato
Cu ²⁺	ion cobre(II) o ion cúprico	CH ₃ COO ⁻	ion acetato
Hg ₂ ²⁺	ion mercurio(I) o ion mercurioso	MnO ₄	ion permanganato
Hg ²⁺	ion mercurio(II) o ion mercuríco	NO ₂ ⁻	ion nitrito
Mn ²⁺	ion manganeso(II) o ion manganesoso	NO ₃ ⁻	ion nitrato
Co ²⁺	ion cobalto(II) o ion cobaltoso	SCN ⁻	ion tiocianato
Ni ²⁺	ion níquel(II) o ion níqueloso	O ²⁻	ion óxido
Pb ²⁺	ion plomo(II) o ion plumboso	S ²⁻	ion sulfuro
Sn ²⁺	ion estaño(II) o ion estannoso	HSO ₃ ⁻	ion ácido sulfito o ion bisulfito
Fe ²⁺	ion hierro(II) o ion ferroso	SO ₃ ²⁻	ion sulfito
Fe ³⁺	ion hierro(III) o ion férrico	HSO ₄ ⁻	ácido sulfato o ion bisulfato
Al ³⁺	ion aluminio	SO ₄ ²⁻	ion sulfato
Cr ³⁺	ion cromo(III) o ion crómico	HCO ₃ ⁻	ion carbonato ácido o bicarbonato
		CO ₃ ²⁻	ion carbonato
		CrO ₄ ²⁻	ion cromato
		Cr ₂ O ₇ ²⁻	ion dicromato
		PO ₄ ³⁻	ion fosfato
		AsO ₄ ³⁻	ion arsenato

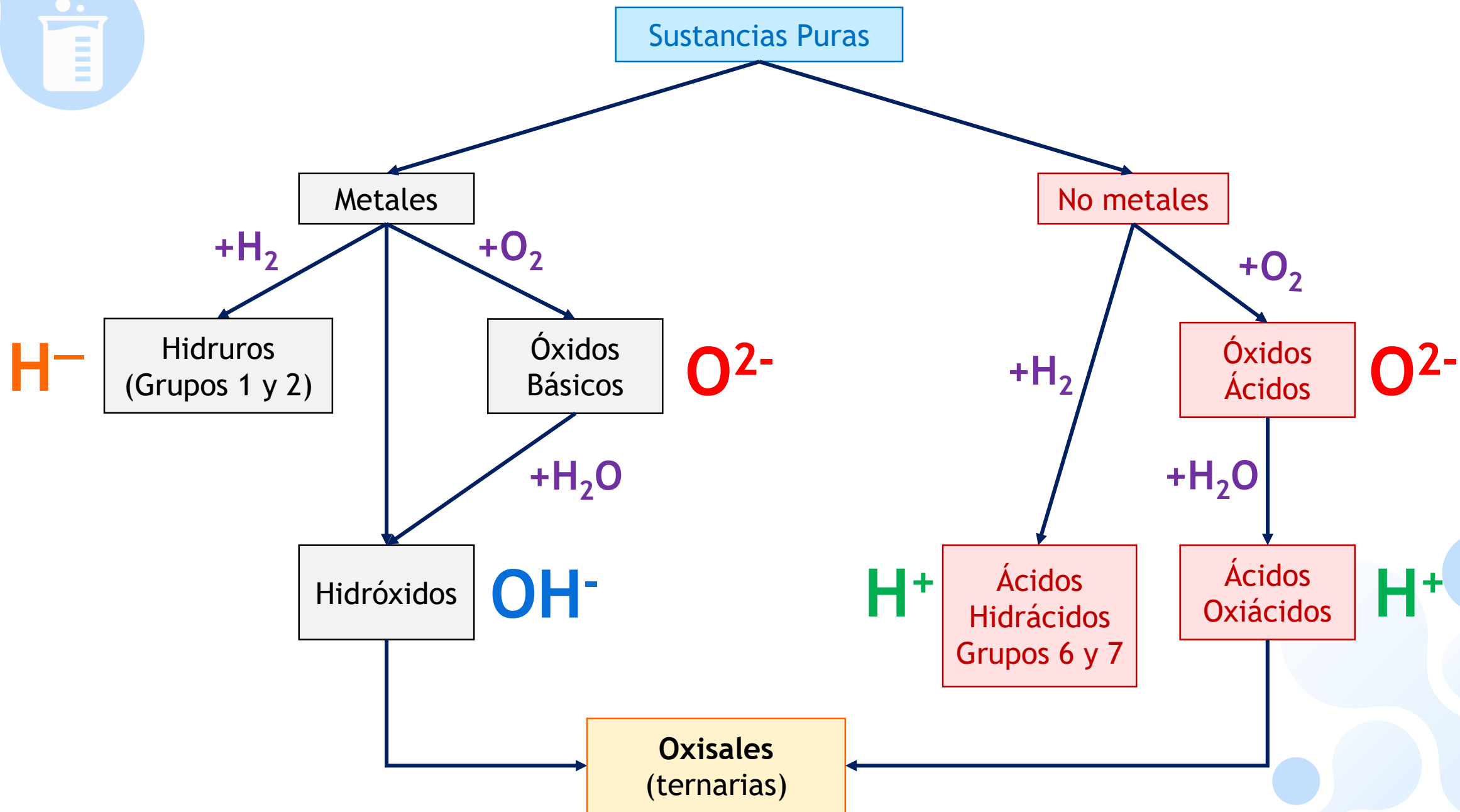
1A												8A						
1 H +1 -1											2							
											13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	10 Ne		
3 Li +1	4 Be +2											5 B +3	6 C +4 +2 -4	7 N +5 +4 +3 +2 +1 -3	8 O +2 -1 -2	9 F -1	18 Ar	
11 Na +1	12 Mg +2	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B		9	10	11 1B	12 2B	13 Al +3	14 Si +4 -4	15 P +5 +3 -3	16 S +6 +4 +2 -2	17 Cl +7 +6 +5 +4 +3 +1 -1	18 Ar
19 K +1	20 Ca +2	21 Sc +3	22 Ti +4 +3 +2	23 V +5 +4 +3 +2	24 Cr +6 +5 +4 +3 +2	25 Mn +7 +6 +4 +3 +2	26 Fe +3 +2	27 Co +3 +2	28 Ni +2	29 Cu +2 +1	30 Zn +2	31 Ga +3	32 Ge +4 -4	33 As +5 +3 -3	34 Se +6 +4 -2	35 Br +5 +3 +1 -1	36 Kr +4 +2	
37 Rb +1	38 Sr +2	39 Y +3	40 Zr +4	41 Nb +5 +4	42 Mo +6 +4 +3	43 Tc +7 +6 +4	44 Ru +8 +6 +4 +3	45 Rh +4 +3 +2	46 Pd +4 +2	47 Ag +1	48 Cd +2	49 In +3	50 Sn +4 +2	51 Sb +5 +3 -3	52 Te +6 +4 -2	53 I +7 +5 +1 -1	54 Xe +6 +4 +2	
55 Cs +1	56 Ba +2	57 La +3	72 Hf +4	73 Ta +5	74 W +6 +4	75 Re +7 +6 +4	76 Os +8 +4	77 Ir +4 +3	78 Pt +4 +2	79 Au +3 +1	80 Hg +2 +1	81 Tl +3 +1	82 Pb +4 +2	83 Bi +5 +3	84 Po +2	85 At -1	86 Rn	

Los números de oxidación de los elementos en sus compuestos. Los números de oxidación más comunes están a color.

<https://es.khanacademy.org/science/ap-chemistry>







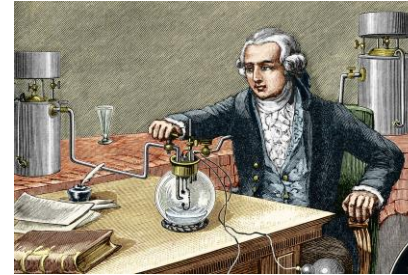


Reacciones Químicas I

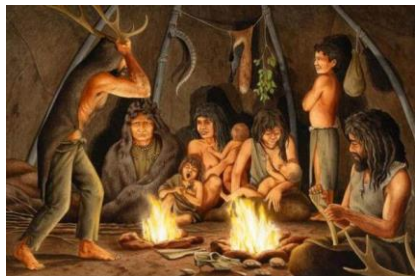
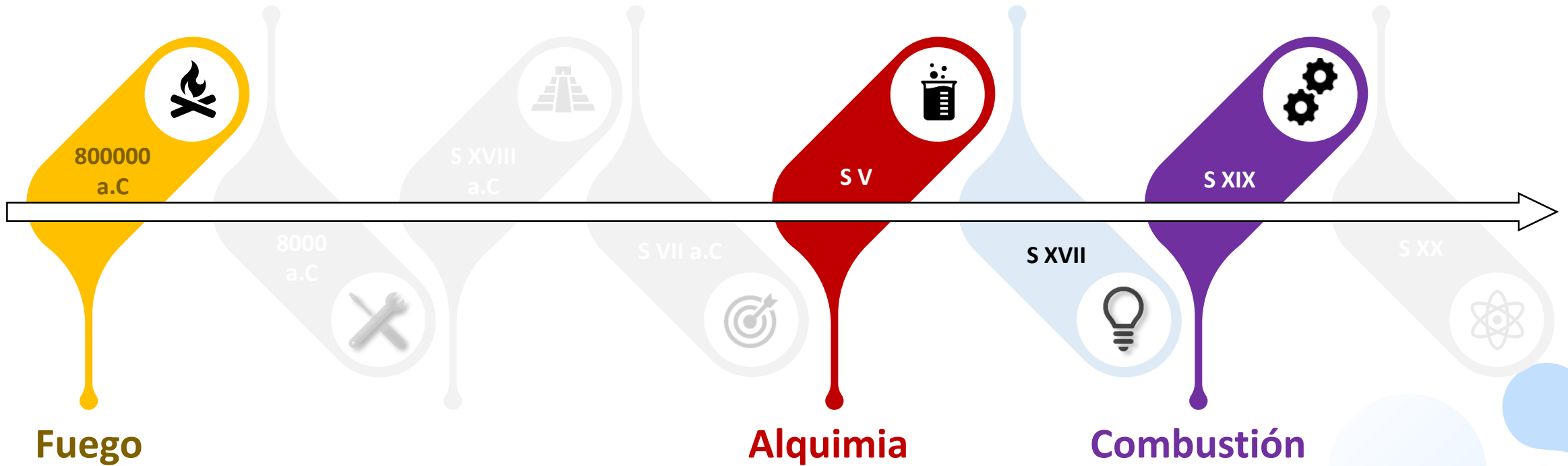




¿Por qué algunas sustancias arden y otras no?
¿Cuál es la naturaleza de la combustión?



Gases





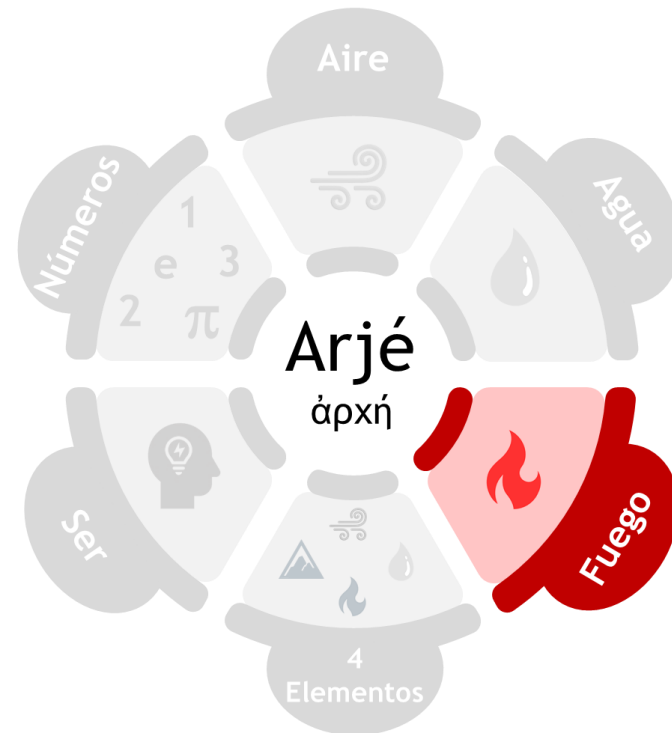
¿Por qué algunas sustancias arden y otras no? ¿Cuál es la naturaleza de la combustión?

Según los antiguos griegos, todo lo que puede arder contiene dentro de sí el elemento fuego, que se libera bajo condiciones apropiadas.

Los alquimistas concebían que las sustancias combustibles contenían el principio del “azufre”.

Georg Ernst Stahl (1660-1734) propuso que las sustancias inflamables tenían una sustancia llamada “*flogisto*” (de una palabra griega que significa “hacer arder”).

Las sustancias ricas en *flogisto* son buenos combustibles y los procesos de combustión suponían la pérdida del mismo en el aire. Lo que quedaba tras la combustión no tenía *flogisto* y, por tanto, no podía seguir ardiendo. Así, la madera tenía *flogisto*, pero las cenizas no.



“El mundo forma una unidad por sí mismo y no ha sido creado por ningún dios ni por ningún hombre, sino que ha sido, es y será eternamente un fuego vivo que se enciende y se apaga con arreglo a leyes”.

Heráclito



Teoría del *flogisto*

Las sustancias más combustibles, como la madera, el papel y la grasa, parecían consumirse en gran parte al arder. El hollín o las cenizas restantes eran mucho más ligeras que la sustancia original, lo cual era de esperar, ya que el *flogisto* había abandonado la sustancia original.

Sin embargo, cuando los metales se enmohecían (oxidaban), también perdían *flogisto*, de acuerdo con la teoría de Stahl, pero el metal enmohecido (oxidado) era más pesado que el original.

¿Podía el *flogisto* tener peso negativo, de modo que una sustancia al perderlo pesaba más que antes, como mantenían algunos químicos del siglo XVIII? En ese caso, ¿por qué la madera perdía peso al arder? ¿Había dos tipos de *flogisto*, uno con peso positivo y otro con peso negativo?





El científico que quemaba diamantes...

Antoine de Lavoisier calentó metales en recipientes cerrados, con una cantidad limitada de aire. Pero, como era bien sabido, el calcinado pesaba más que el propio metal, y sin embargo, cuando Lavoisier pesó todo el recipiente (metal, calcinado, aire, etc.) después del calentamiento, pesaron justamente lo mismo que antes de calentarlos.

Pensó que se había podido formar un vacío parcial en el recipiente, así que al abrir el recipiente, el aire ingresó y comprobó que la sustancia había ganado masa.

Lavoisier demostró de esta manera que la calcinación de un metal no era el resultado de la pérdida del misterioso *flogisto*, sino la ganancia de algo muy material: una parte del aire. La teoría de Lavoisier sobre la transferencia de gas podía explicar los cambios de peso durante la combustión.





Reacciones Químicas y Química Moderna

Los experimentos de Lavoisier permitieron:

- Introducir instrumentos de medida en las reacciones químicas para cuantificar las relaciones
- Establecer la **ley de la conservación de la masa**
- Establecer un sistema de nomenclatura, otorgándole un rigor científico a la química separándola de la alquimia (pseudociencia)
- Demostrar que el agua no era una sustancia simple, sino el producto de la combinación de dos gases en la combustión (falseando la teoría griega de los elementos)



Antoine-Laurent de Lavoisier
Padre de la Química Moderna



Reacciones y Ecuaciones Químicas

Una **reacción química** es un proceso en el que una sustancia (o sustancias) cambia para formar una o más sustancias nuevas. Una **ecuación química** utiliza símbolos químicos para mostrar qué sucede durante una reacción química. Tanto las reacciones como las ecuaciones químicas deben obedecer las **leyes ponderales de la química**.

Considere lo que sucede cuando el hidrógeno gaseoso (H₂) se quema en presencia de aire (que contiene oxígeno, O₂) para formar agua (H₂O). Esta reacción se representa mediante la ecuación química:



El signo “más” significa “*reacciona con*” y la flecha significa “*produce*”. Así, esta expresión simbólica se lee: “*El hidrógeno molecular reacciona con el oxígeno molecular para producir agua*”. Se supone que la reacción sigue la dirección de izquierda a derecha como lo indica la flecha.



Reacciones y Ecuaciones Químicas



Sin embargo, la ecuación no está completa, ya que del lado izquierdo de la flecha (**reactivos**) hay el doble de átomos de oxígeno (dos) que los que hay del lado derecho (uno, **productos**). Para estar de acuerdo con la **ley de la conservación de la materia** debe haber el mismo número de cada tipo de átomos en ambos lados de la flecha, es decir, debe haber tantos átomos al finalizar la reacción como los que había antes de que se iniciara; por lo tanto, esta ecuación requiere estar balanceada anteponiendo el coeficiente adecuado:

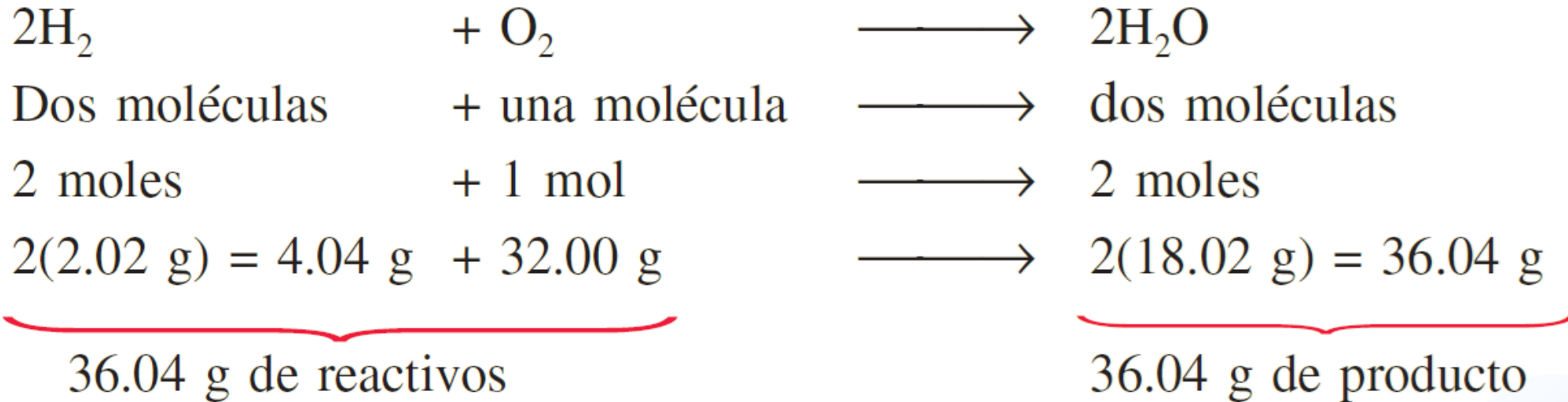


La **estequiometría** es el área de estudio que examina la cantidad de sustancias que se consumen y se producen en las reacciones químicas. El término se deriva del griego *stoicheion* (elemento) y *metron* (medida). La estequiometría se basa en la comprensión de las masas atómicas de las fórmulas químicas y de la ley de la conservación de la materia.



Reacciones y Ecuaciones Químicas

Una ecuación química se puede interpretar de distintas maneras, todas equivalentes:



**Se conserva
la masa**





Balanceo de Ecuaciones Químicas

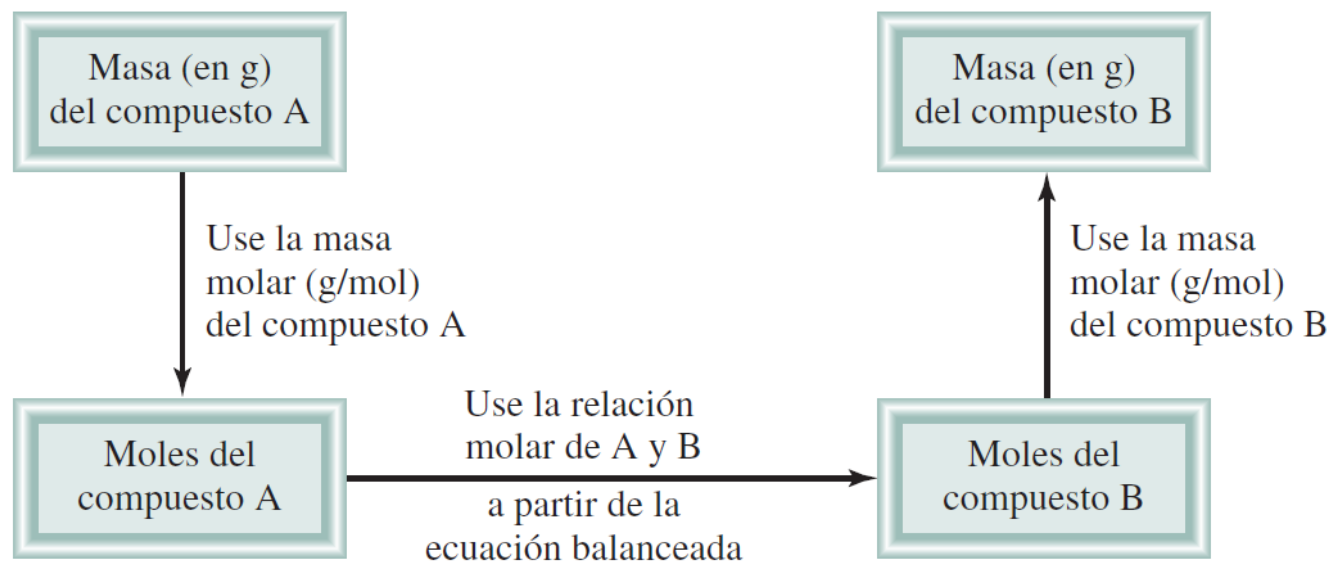
3. Se verifica la ecuación balanceada para asegurarse de que hay el mismo número total de cada tipo de átomos en ambos lados de la ecuación. Como regla general, para balancear por tanteo se puede proceder de la siguiente manera:
 - Balancear los elementos **metálicos**
 - Balancear los elementos **no metálicos**
 - Balancear los átomos de **oxígeno**
 - Balancear los átomos de **hidrógeno**
4. Verificar que los coeficientes sean los menores posibles. Por ejemplo, si todos son números pares, se pueden simplificar al dividirlos por dos (2). Si los coeficientes son números fraccionarios, preferentemente, buscar la manera de expresarlos como números enteros.



Estequiometría de Ecuaciones Químicas

El método general para resolver problemas de estequiometría se resume a continuación:

1. Escriba una ecuación balanceada de la reacción.
2. Convierta la cantidad conocida del reactivo (en gramos u otras unidades) a número de moles.
3. Utilice la relación molar de la ecuación balanceada para calcular el número de moles del producto formado.
4. Convierta los moles de producto en gramos (u otras unidades) de producto.





Reacciones Químicas

Síntesis o
Combinación

Descomposición

Desplazamiento o
sustitución

Metátesis, doble
desplazamiento o
doble sustitución

Formación de gases

Desplazamiento de
halógenos

Desplazamiento de
metal

Neutralización

Precipitación

Oxidación



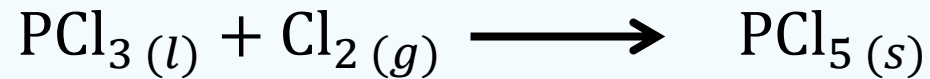
Reacciones de Síntesis

Una reacción de **síntesis o combinación** es una reacción en la que dos o más sustancias se combinan para formar un solo producto.

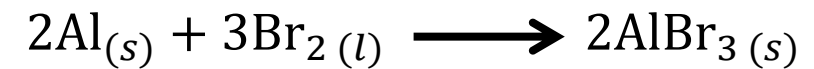
Elemento + Elemento \longrightarrow **Compuesto**



Compuesto + Elemento \longrightarrow **Compuesto**



Compuesto + Compuesto \longrightarrow **Compuesto**

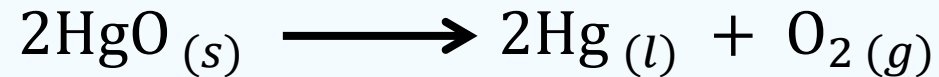




Reacciones de descomposición

Las reacciones de **descomposición** son lo opuesto de las reacciones de combinación. Concretamente, una reacción de descomposición es la ruptura de un compuesto en dos o más componentes.

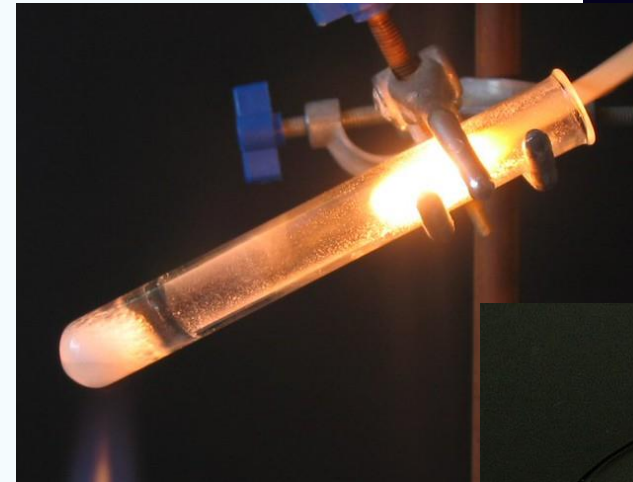
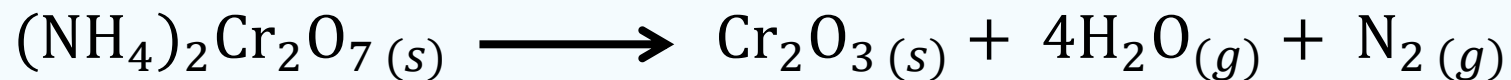
Compuesto \longrightarrow **Elemento + Elemento**



Compuesto \longrightarrow **Compuesto + Elemento**



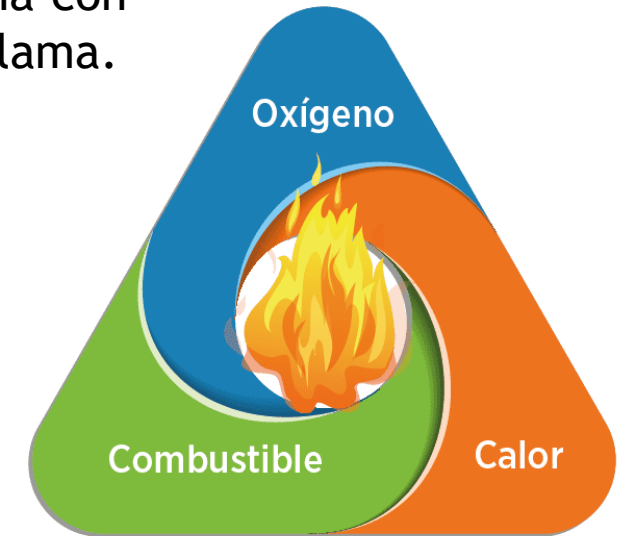
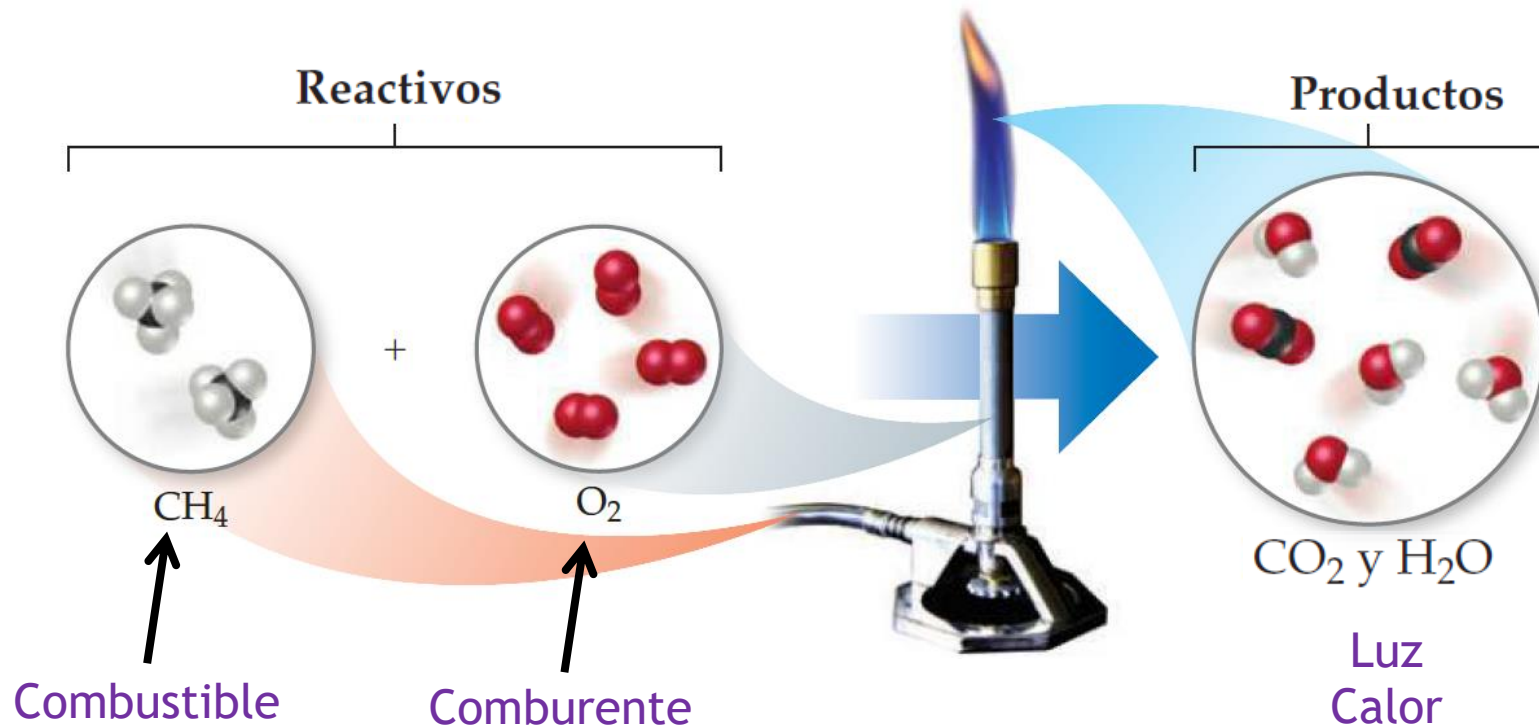
Compuesto \longrightarrow **Compuesto + Compuesto**





Reacciones de combustión

Una reacción de **combustión** es una reacción en la cual la sustancia reacciona con el oxígeno, por lo general con la liberación de calor y luz, para producir una flama.



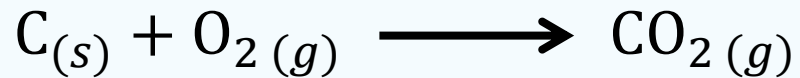
Lavoisier también creía que la **luz** y el **calor** eran sustancias y las clasificó como elementos.



Reacciones de combustión

Las reacciones de **combustión** depende en gran medida de la cantidad de oxígeno (comburente) presente.

Combustión completa



Combustión incompleta



Hollín

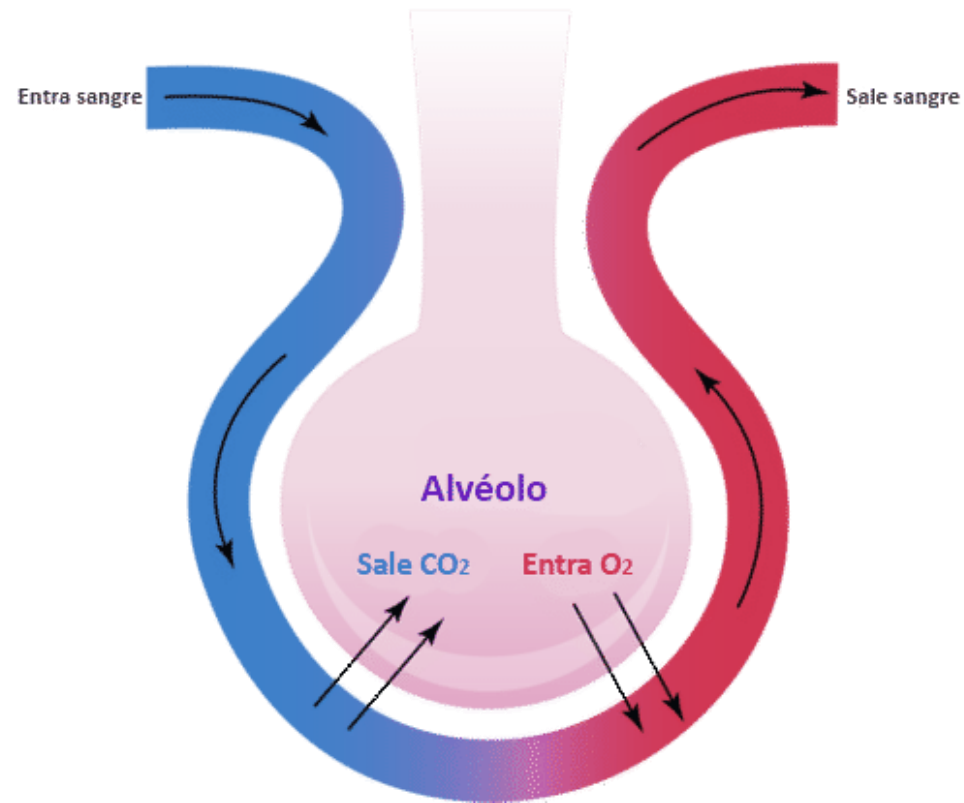
A menos que se indique lo contrario, siempre usaremos el término **combustión** para indicar una **combustión completa**.





Reacciones de combustión

El CO tiene unas 220 veces más afinidad por el grupo hemo de la hemoglobina que el oxígeno, interfiriendo con su transporte y aminorando la transferencia de O_2 a los tejidos.



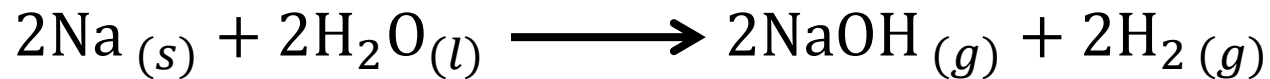


Reacciones de desplazamiento

En una reacción de **desplazamiento**, un ion (o átomo) de un compuesto se reemplaza por un ion (o átomo) de otro elemento: la mayoría de las reacciones de desplazamiento cae en una de tres categorías: **desplazamiento de hidrógeno**, **desplazamiento de metal** o **desplazamiento de halógeno**.


Desplazamiento de hidrógeno

Muchos metales son capaces de desplazar al hidrógeno del agua, del vapor de agua o de los ácidos binarios.



Cuando un metal que se encuentra arriba del hidrógeno en la **serie de actividad** se agrega a una solución de un ácido *no oxidante* el metal se disuelve produciendo hidrógeno y se forma una sal.



Elemento		
Li	Desplazan al hidrógeno de los ácidos no oxidantes	Desplazan al hidrógeno del agua fría
K		
Ca		
Na		
Mg		
Al	Desplazan al hidrógeno del vapor	
Mn		
Zn		
Cr		
Fe		
Cd		
Co		
Ni		
Sn		
Pb		
H (no metal)		
Sb (metaloide)		
Cu		
Hg		
Ag		
Pt		
Au		



Reacciones de desplazamiento

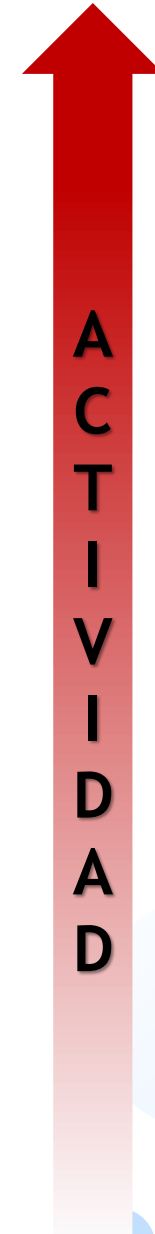
Desplazamiento de metales



Un metal de un compuesto puede ser desplazado por otro metal en estado libre. Un metal más activo puede desplazar a otro metal menos activo de una sal (ver **serie de actividad**). El Li (litio) es el metal más reactivo y el Au (oro) es el menos reactivo.

En esta serie cualquier especie de la serie reaccionará con alguna otra especie (en un compuesto) que se encuentre abajo de ella. Por ejemplo, el Zn está arriba del Cu, por tanto, el zinc metálico desplazará a los iones cobre de una sal de cobre.

Si se invierten los compuestos de los metales, la reacción no se lleva a cabo. Así, el cobre metálico no desplazará a los iones de zinc de una sal de zinc, o la plata metálica no desplazará a los iones de cobre de una sal de cobre.



Elemento
Li
K
Ca
Na
Mg
Al
Mn
Zn
Cr
Fe
Cd
Co
Ni
Sn
Pb
H (no metal)
Sb (metaloide)
Cu
Hg
Ag
Pt
Au

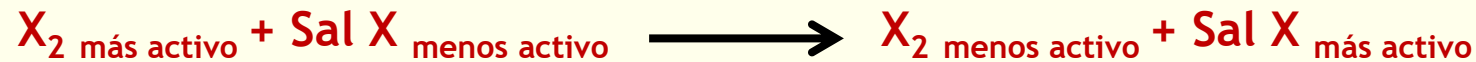
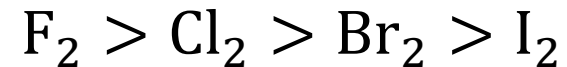
Desplazan al hidrógeno de los ácidos no oxidantes



Reacciones de desplazamiento

Desplazamiento de halógenos

Muchos no metales desplazan a no metales menos activos por combinación con un metal u otro catión. Cada halógeno desplaza a los halógenos menos activos (menos electronegativos) de sus sales binarias; esto es, el orden de actividad decreciente es:



Por el contrario, un halógeno no desplaza a los miembros más activos (más electronegativos) de sus sales:

