

ÍNDICE

| | | |
|------------|---|-----|
| 1. | Formulación en Química Inorgánica | 1 |
| 2. | Reacciones frecuentes de interés en Química Inorgánica | 17 |
| 3. | Oxidación-reducción | 23 |
| 4. | Periodicidad. Comportamiento químico de los elementos del bloque p | 57 |
| 5. | Propiedades de los enlaces químicos. Polarización y polarizabilidad | 87 |
| 6. | Ácidos y bases | 103 |
| 7. | Hidrógeno | 139 |
| 8. | Gases nobles | 171 |
| 9. | Halógenos | 183 |
| 10. | Combinaciones hidrogenadas y oxigenadas de los halógenos | 195 |
| 11. | Oxígeno, azufre, selenio, telurio y polonio | 219 |
| 12. | Combinaciones hidrogenadas y oxigenadas de los elementos del Grupo 16 | 249 |
| 13. | Nitrógeno, fósforo, arsénico, antimonio y bismuto | 277 |
| 14. | Combinaciones hidrogenadas y oxigenadas de elementos del Grupo 15 | 289 |
| 15. | Carbono, silicio, germanio, estaño y plomo | 327 |
| 16. | Compuestos de elementos del Grupo 14 | 349 |
| 17. | Boro. Boranos. Compuestos oxigenados de boro, aluminio, galio indio y talio | 375 |
| 18. | Principios de metalurgia. Reducción de óxidos metálicos | 393 |

| | | |
|---------------------|---|-----|
| 19. | Metales alcalinos | 417 |
| 20. | Metales alcalino-térreos | 425 |
| 21. | Características generales de los elementos d y f | 433 |
| 22. | Elementos de los Grupos 12 y 11 | 449 |
| 23. | Metales de transición | 459 |
| 24. | Lantánidos. Actínidos | 479 |
| 25. | Simetría | 485 |
| 26. | Compuestos de coordinación | 505 |
| 27. | El enlace en los compuestos de coordinación | 533 |
| 28. | Carbonilos y nitrosilos metálicos. Otros complejos con ligandos aceptores π . Compuestos organometálicos | 565 |
| 29. | Química Bioinorgánica. Aspectos generales | 591 |
| 30. | Química Bioinorgánica de elementos individuales | 603 |
| 31. | Estado sólido. Tipos de sólidos | 667 |
| 32. | Materiales refractarios. Cementos | 713 |
| BIBLIOGRAFÍA | | 723 |
| ●●● | | |

CONTENIDO

1. FORMULACIÓN EN QUÍMICA INORGÁNICA 1

- 1.1 Tabla Periódica 2
- 1.2 Número de Oxidación 5
- 1.3 Sistemas de nomenclatura 8
- 1.4 Nomenclatura de los compuestos Inorgánicos 9
- APÉNDICE Esquema simplificado de EO y ácidos más frecuentes 13

2. REACCIONES FRECUENTES, DE INTERÉS EN QUÍMICA INORGÁNICA 17

- 2.1 Reacciones de los óxidos 18
- 2.2 Reacciones de las sales 19
- 2.3 Reacciones de los metales en estado libre 20
- 2.4 Reacciones de los no-metales 21
- 2.5 Otras reacciones de interés 22

3. OXIDACIÓN - REDUCCIÓN 23

- 3.1 Introducción 24
- 3.2 Electroquímica 30
- 3.3 Pilas Voltaicas. Potenciales de reducción 31
- 3.4 Espontaneidad y extensión de las reacciones red-ox 37
- 3.5 Relación entre E° y ΔG° 39
- 3.6 Relación entre E° y k 39
- 3.7 Influencia de la concentración sobre el voltaje 41
- 3.8 Estabilidad de los estados de oxidación 46
- 3.9 Factores cinéticos 47
- 3.10 Diagramas de Latimer 49
- 3.11 Diagramas de Frost-Ebsworth 50
- 3.12 Diagramas de Pourbaix 54
- APÉNDICE Estabilidad de los EO en estado sólido 55

4. PERIODICIDAD. COMPORTAMIENTO QUÍMICO DE LOS ELEMENTOS DEL BLOQUE "p" 57

- 4.1 Introducción. Estabilidad de los estados de oxidación 58
- 4.2 Principio de "singularidad" 61
- 4.3 Anomalías periódicas de no-metales y metales post-transicionales 64
- 4.4 La relación diagonal 71
- 4.5 Enlaces π p-p 72
- 4.6 Enlaces en que intervienen orbitales d: σ y π d-p 74
- 4.7 Enlaces σ homonucleares 84
- 4.8 Compuestos isoelectrónicos 84
- 4.9 Resumen 85

5. FUERZAS QUÍMICAS. POLARIZACIÓN Y POLARIZABILIDAD 87

- 5.1 Propiedades relacionadas con diversos tipos de fuerzas químicas 87
- 5.2 Consecuencias de las fuerzas químicas 91
- 5.3 Carácter covalente de enlaces predominantemente iónicos 95
- 5.4 Consecuencias de la polarización 98

6. ÁCIDOS Y BASES 103

- 6.1 Introducción. Definiciones ácido-base 104
- 6.2 Teoría de Brønsted-Lowry 105
- 6.3 Variaciones periódicas de la acidez de Brønsted-Lowry 112
- 6.4 Acidez de Lux-Flood 120
- 6.5 Teoría del Sistema del disolvente 122
- 6.6 Teoría de Lewis 124
- 6.7 Reacciones de los ácidos y bases de Lewis 128
- 6.8 Teoría de Pearson. Ácidos y bases duros y blandos 132

7. HIDRÓGENO 139

- 7.1 Introducción 139
- 7.2 Hidrógeno molecular 141
- 7.3 Valencia 142

| | | |
|------|---------------------------|-----|
| 7.4 | Reactividad | 143 |
| 7.5 | Obtención del hidrógeno | 148 |
| 7.6 | Aplicaciones | 152 |
| 7.7 | La economía del hidrógeno | 153 |
| 7.8 | Deuterio y tritio | 158 |
| 7.9 | Hidruros | 160 |
| 7.10 | El enlace de hidrógeno | 166 |

8. GRUPO 18: GASES NOBLES 171

| | | |
|-----|---|-----|
| 8.1 | Gases nobles. Introducción | 171 |
| 8.2 | Propiedades físicas de los gases nobles | 172 |
| 8.3 | Obtención y aplicaciones de los gases nobles | 172 |
| 8.4 | Compuestos de los gases nobles | 175 |
| 8.5 | Reactividad de los compuestos de los gases nobles | 180 |

9. HALÓGENOS 183

| | | |
|-----|-----------------------------------|-----|
| 9.1 | Propiedades del Grupo | 183 |
| 9.2 | Los halógenos en estado elemental | 185 |
| 9.3 | Propiedades y reactividad | 186 |
| 9.4 | Obtención | 190 |
| 9.5 | Aplicaciones | 191 |

10. COMBINACIONES HIDROGENADAS Y OXIGENADAS DE LOS HALÓGENOS 195

| | | |
|-----------------------------|---|-----|
| HALUROS DE HIDRÓGENO | 196 | |
| 10.1 | Introducción | 196 |
| 10.2 | Propiedades de los haluros de hidrógeno | 197 |
| 10.3 | Propiedades de las disoluciones acuosas de los haluros de hidrógeno | 200 |
| 10.4 | Obtención de los haluros de hidrógeno | 202 |

| | |
|--|-----|
| ÓXIDOS Y OXOÁCIDOS DE LOS HALÓGENOS | 203 |
|--|-----|

| | | |
|------|--|-----|
| 10.5 | Óxidos de los halógenos. Estructura y propiedades | 203 |
| 10.6 | Oxoácidos de los halógenos. Estructura y propiedades | 207 |

11. OXÍGENO, AZUFRE, SELENIO, TELURIO, POLONIO 217

| | | |
|------|-----------------------|-----|
| 11.1 | Propiedades Generales | 220 |
| 11.2 | Oxígeno | 220 |
| 11.3 | Ozono | 227 |
| 11.4 | Azufre | 234 |
| 11.5 | Selenio y telurio | 243 |
| 11.6 | Polonio | 248 |

12. COMBINACIONES HIDROGENADAS Y OXIGENADAS DE LOS ELEMENTOS DEL GRUPO 16 249

HIDRURROS DE LOS ANFÍGENOS 250

| | | |
|------|--|-----|
| 12.1 | La molécula de agua | 250 |
| 12.2 | Estructura del hielo | 251 |
| 12.3 | El agua líquida | 252 |
| 12.4 | Lluvia ácida | 256 |
| 12.5 | Agua oxigenada | 257 |
| 12.6 | Compuestos hidrogenados de azufre, selenio y telurio | 259 |

ÓXIDOS Y OXOÁCIDOS DE LOS ANFÍGENOS 261

| | | |
|-------|---|-----|
| 12.7 | Óxidos de azufre. Estructura y propiedades | 262 |
| 12.8 | Óxoácidos de azufre. Estructura y propiedades | 266 |
| 12.9 | Obtención industrial del ácido sulfúrico | 274 |
| 12.10 | Óxidos y oxoácidos de selenio y telurio | 276 |

13. NITRÓGENO, FÓSFORO, ARSÉNICO, ANTIMONIO Y BISMUTO 277

| | | |
|------|---|-----|
| 13.1 | Propiedades del Grupo | 277 |
| 13.2 | Propiedades del nitrógeno | 278 |
| 13.3 | Reacciones del nitrógeno | 282 |
| 13.4 | Obtención de nitrógeno | 282 |
| 13.5 | Aplicaciones del nitrógeno | 282 |
| 13.6 | Formas alotrópicas de fósforo. Propiedades | 283 |
| 13.7 | Configuración electrónica, estereoquímica y reactividad del fósforo | 285 |
| 13.8 | Obtención y aplicaciones del fósforo | 286 |
| 13.9 | Arsénico, antimonio y bismuto | 287 |

14. COMBINACIONES HIDROGENADAS Y OXIGENADAS DE ELEMENTOS DEL GRUPO 15 289

| | |
|---|--|
| HIDRUROS DE LOS ELEMENTOS DEL GRUPO 15 | 290 |
| 14.1 | Combinaciones hidrogenas. Introducción 290 |
| 14.2 | La molécula de amoniaco 290 |
| 14.3 | Propiedades del amoniaco 291 |
| 14.4 | Síntesis del amoniaco 294 |
| 14.5 | Aplicaciones del amoniaco 299 |
| 14.6 | Otros hidruros de nitrógeno 299 |
| 14.7 | Compuestos de fósforo, arsénico, antimonio y bismuto 303 |
| ÓXIDOS Y OXOÁCIDOS DE LOS ELEMENTOS DEL GRUPO 15 | 306 |
| 14.8 | Estructura y propiedades de los óxidos de nitrógeno 306 |
| 14.9 | Ácido nítrico y pentóxido de dinitrógeno 311 |
| 14.10 | Ácido nitroso y trióxido de dinitrógeno 317 |
| 14.11 | Ácido hiponitroso e hiponitritos 320 |
| 14.12 | Óxidos de fósforo. Características estructurales 321 |
| 14.13 | Oxoácidos del fósforo 322 |
| 14.14 | Fosfazenos 326 |

15. CARBONO, SILICIO, GERMANIO, ESTAÑO Y BISMUTO 327

| | |
|------|--|
| 15.1 | Propiedades del Grupo 14 328 |
| 15.2 | Carbono. Introducción 329 |
| 15.3 | Formas alotrópicas de carbono 330 |
| 15.4 | Relaciones estructurales y termodinámicas entre diamante y grafito 334 |
| 15.5 | Propiedades de diamante, grafito y otras formas de carbono 335 |
| 15.6 | Compuestos de grafito 337 |
| 15.7 | Silicio, germanio y estaño 339 |
| 15.8 | Estructura y propiedades del plomo 345 |

16. COMPUESTOS DE ELEMENTOS DEL GRUPO 14 349

| | |
|------|------------------------|
| 16.1 | Carburos 350 |
| 16.2 | Haluros de carbono 350 |
| 16.3 | Óxidos de carbono 351 |

- 16.4 Ácido carbónico y carbonatos 357
- 16.5 Compuestos de silicio 366
- 16.6 Compuestos de germanio, estaño y plomo 371
- 16.7 Vidrio. Compuestos cerámicos. Cemento 372

17. BORO. BORANOS. COMPUESTOS OXIGENADOS DE BORO, ALUMINIO, GALIO, INDIO Y TALIO 375

- 17.1 Propiedades del Grupo 13 375
- 17.2 Boro 376
- 17.3 Aluminio, galio, indio, talio 378
- 17.4 Hidruros de boro 379
- 17.5 Compuestos oxigenados de boro 389
- 17.6 Compuestos oxigenados de aluminio, galio, indio, talio 390

18. PRINCIPIOS DE METALURGIA. REDUCCIÓN DE ÓXIDOS METÁLICOS 393

- 18.1 Introducción 393
- 18.2 Diagramas de Ellingham 396
- 18.3 Obtención de hierro y acero 401
- 18.4 Reducción de haluros 406
- 18.5 Reducción de sulfuros 407
- 18.6 Métodos de separación y purificación de metales 407
- 18.7 Cubas electrolíticas de aplicación industrial 410
- 18.8 Un problema de gran importancia industrial y económica: la corrosión del hierro 414

19. METALES ALCALINOS 417

- 19.1 Propiedades de los metales. Generalidades 417
- 19.2 Metales alcalinos 418

20. METALES ALCALINO-TÉRREOS 425

- 20.1 Metales alcalino-térreos 425

21. CARACTERÍSTICAS GENERALES DE LOS ELEMENTOS d Y f 433

- 21.1 Introducción 433
- 21.2 Evolución histórica de los elementos de transición 434
- 21.3 Relevancia de los elementos de transición 435
- 21.4 Aplicaciones de los elementos de transición 435
- 21.5 Configuración electrónica de los elementos de transición 436
- 21.6 Propiedades de los elementos de transición 441

22. ELEMENTOS DE LOS GRUPOS 12 Y 11 449

- 22.1 Grupo 12: cinc, cadmio y mercurio 449
- 22.2 Grupo 11: cobre, plata y oro 454

CAPÍTULO 23. METALES DE TRANSICIÓN 459

- 23.1 Química de los elementos de los Grupos 8, 9 y 10 460
- 23.2 Química de los elementos del Grupo 7 464
- 23.3 Química de los elementos del Grupo 6 468
- 23.4 Química de los elementos del Grupo 5 474
- 23.5 Química de los elementos del Grupo 4 476

24. LANTÁNIDOS. ACTÍNIDOS 479

- 24.1 Elementos del Grupo 3: Sc, Y, La, Ac 479
- 24.2 Lantánidos 480
- 24.3 Actínidos 483

25. SIMETRÍA 485

- 25.1 Introducción 486
- 25.2 Operaciones de simetría y elementos de simetría 486
- 25.3 Operaciones sucesivas 490
- 25.4 Grupos puntuales 491
- 25.5 Tabla de caracteres: una iniciación 495
- 25.6 Importancia de los elementos de simetría 497
- 25.7 Espectroscopía infrarroja 497
- 25.8 Moléculas quirales 502

26. COMPUESTOS DE COORDINACIÓN 505

- 26.1 Introducción y perspectiva histórica 505
- 26.2 Átomo central y ligandos. Principios generales 510
- 26.3 Nomenclatura de complejos 514
- 26.4 Geometría de los iones complejos. Isomería 517
- 26.5 Efecto trans 526
- 26.6 Velocidad de formación de iones complejos 527
- 26.7 Equilibrios en los que intervienen iones complejos 528

27. EL ENLACE EN LOS COMPUESTOS DE COORDINACIÓN 533

- 27.1 Introducción 534
- 27.2 Teoría del enlace de valencia (EV) 535
- 27.3 Introducción a la teoría del campo del cristal y del campo del ligando 537
- 27.4 Teoría del campo del cristal (TCC) 538
- 27.5 Consecuencias del desdoblamiento de orbitales d 543
- 27.6 Teoría de orbitales moleculares (OM) 562

28. CARBONILOS Y NITROSILOS METÁLICOS. OTROS COMPLEJOS CON LIGANDOS ACEPTORES π . COMPUESTOS ORGANOMETÁLICOS 565

CARBONILOS MONONUCLEARES 566

- 28.1 Estructura molecular de los carbonilos mononucleares 566
- 28.2 Naturaleza del enlace en los carbonilos mononucleares 566
- 28.3 Propiedades de los carbonilos mononucleares 570
- 28.4 Obtención de carbonilos mononucleares 570

CARBONILOS POLINUCLEARES 571

- 28.5 Estructura y propiedades 571
- 28.6 Aniones carbonilatos 575
- 28.7 Síntesis y propiedades de los metal-carbonilos 575

NITROSILOS 576

- 28.8 Nitrosil-carbonilos metálicos 577

OTROS COMPLEJOS CON LIGANDOS ACEPTORES π 579

28.9 Complejos de dinitrógeno 579

28.10 Cianuros complejos 580

COMPUESTOS ORGANOMETÁLICOS 583

28.11 Compuestos organometálicos de los elementos de transición 583

29. QUÍMICA BIOINORGÁNICA. ASPECTOS GENERALES 591

29.1 Definición de Bioinorgánica 591

29.2 Aspectos generales de la Química Bioinorgánica 592

29.3 Captación de los elementos traza por los seres vivos 599

29.4 Funciones biológicas en las que participan iones metálicos 599

30. QUÍMICA BIOINORGÁNICA DE ELEMENTOS INDIVIDUALES 603

30.1 Química bioinorgánica del hierro 605

30.2 Activación del oxígeno 617

30.3 Activación del nitrógeno 619

30.4 Química bioinorgánica del cobre 619

30.5 Química bioinorgánica del cinc 627

30.6 Química bioinorgánica del molibdeno 631

30.7 Química bioinorgánica del cobalto 639

30.8 Química bioinorgánica del alcalinos y alcalinotérreos 643

30.9 Química bioinorgánica del yodo 649

30.10 Aspectos farmacológicos relacionados con la química bioinorgánica 650

31. ESTADO SÓLIDO. TIPOS DE SÓLIDOS 669

31.1 El estado sólido. Sólidos iónicos. Introducción 670

31.2 Cristales iónicos. La formación de compuestos iónicos 670

31.3 Estudio estructural de los sólidos iónicos 671

31.4 Aspectos energéticos de los sólidos iónicos 685

31.5 Radios iónicos 692

31.6 Radios atómicos 695

- 31.7 Carácter covalente de sólidos predominantemente iónicos. Reglas de Fajans 700
31.8 Carácter parcialmente iónico del enlace covalente. Electronegatividad 705

32. MATERIALES CERÁMICOS. CEMENTOS 713

MATERIALES CERÁMICOS 713

32.1 Enlace y propiedades de los materiales refractarios 714

32.2 Vidrios 718

CEMENTOS 720

32.3 Cemento 720

CAPÍTULO 1

FORMULACIÓN EN QUÍMICA INORGÁNICA

| | | |
|-----------------|---|----|
| 1.1 | Tabla Periódica | 2 |
| 1.2 | Número de Oxidación | 5 |
| | Reglas para asignar los estados de oxidación | 5 |
| 1.3 | Sistemas de nomenclatura | 8 |
| | Nomenclatura de composición | 8 |
| | Nomenclatura de sustitución | 8 |
| | Nomenclatura de adición | 8 |
| 1.4 | Nomenclatura de los compuestos Inorgánicos | 9 |
| 1.4.1. | Sustancias simples | 9 |
| 1.4.2. | Combinaciones binarias | 9 |
| | Combinaciones binarias de hidrógeno | 9 |
| | Con metal | 9 |
| | Con no-metal | 9 |
| | Nomenclatura especial para hidruros de boro | 10 |
| | Combinaciones binarias de oxígeno | 10 |
| | Con metal | 10 |
| | Con no-metal | 10 |
| | Con oxígeno en otros EO | 10 |
| | Óxidos múltiples $M_2O_x \cdot M'_2O_y$ | 10 |
| | Combinaciones binarias de metal más no-metal | 10 |
| 1.4.3 | Compuestos ternarios o múltiples | 11 |
| | Ácidos oxoácidos | 11 |
| | Oxoácidos simples | 11 |
| | Oxoácidos polihidratados | 11 |
| | Isopoliácidos o poliácidos | 11 |
| | Oxoácidos sustituidos | 11 |
| | Peroxoácidos | 11 |
| | Tioácidos | 11 |
| | Halógenoácidos | 11 |
| | Oxosales | 12 |
| | Hidróxidos | 12 |
| | Especies más complejas, iones de interés | 12 |
| APÉNDICE | Esquema simplificado de EO y ácidos más frecuentes | 13 |

1.1 TABLA PERIÓDICA

La Química es una ciencia amplia y compleja. Para facilitar su conocimiento se ha intentado establecer correlaciones entre las propiedades físico-químicas y la estructura de los átomos, moléculas e iones que los forman. La **Tabla Periódica (TP)** (o Sistema Periódico) puede considerarse en este sentido como una de las mejores y más útiles clasificaciones de la Ciencia. La **TP** se basa en la estructura electrónica de los átomos de la que dependen las propiedades químicas.

La **TP** es la base fundamental de toda la Química puesto que, con base en ella se puede:

1. conocer las propiedades físico-químicas de los elementos
2. predecir el tipo de enlace que pueden formar unos átomos con otros
3. predecir las propiedades de la mayoría de los compuestos

De lo anterior se desprende que al estudiar Química, es aconsejable tener delante la **TP**.

Uno de los primeros intentos para agrupar los elementos de propiedades análogas se debe a **J. A. Döbereiner**, profesor de Química de la Universidad de Jena (Alemania) que, en 1.829, puso de manifiesto el notable parecido que existía en las propiedades de ciertos grupos de tres elementos, que llamó **tríadas**. La Tabla 1.1 recoge como ejemplo, tres tríadas de elementos junto a las fórmulas de algunos de sus compuestos.

Tabla 1.1 Tríadas de Döbereiner

| | | | | | | | | |
|---------|------|------|-----------|-------------------|-------------------|---------|-------------------|------------------|
| litio | LiCl | LiOH | calcio | CaCl ₂ | CaSO ₄ | azufre | H ₂ S | SO ₂ |
| sodio | NaCl | NaOH | estroncio | SrCl ₂ | SrSO ₄ | selenio | H ₂ Se | SeO ₂ |
| potasio | KCl | KOH | bario | BaCl ₂ | BaSO ₄ | teluro | H ₂ Te | TeO ₂ |

Tanto las propiedades de los elementos como las de los compuestos que aparecen en la Tabla 1.1 presentan una gran analogía, con una variación gradual del primero al tercero. Döbereiner intentó relacionar esta gradación de propiedades con los pesos atómicos (PA), indicando que el PA del elemento central de una tríada es aproximadamente la media aritmética de los PA de los otros dos elementos y asimismo sus propiedades –y las de sus compuestos– son también intermedias a las de los otros dos elementos extremos.

En años posteriores se descubrieron nuevos elementos pero, desgraciadamente, hasta 1.860 no se llegaron a conocer con cierta garantía los pesos atómicos, por lo que fracasaron algunos intentos de relacionar éstos con las propiedades químicas.

En 1.864 el químico inglés **John Newlands** dio cuenta en una reunión de la Royal Society de su descubrimiento de que cuando los elementos se colocan en orden creciente de pesos atómicos (sin tener en cuenta el H) sus propiedades se repiten cada ocho elementos (los gases raros no se conocían aún). La Tabla 1.2 muestra la disposición de los elementos para las dos primeras filas que, desde entonces, se llaman períodos. Newlands quiso relacionar esta repetición con la escala de notas musicales y dio a este descubrimiento el nombre **de ley de las octavas**. El trabajo fue menospreciado hasta mucho más tarde: 23 años después, la Royal Society le concedió su más alto galardón, la medalla Davy.

Tabla 1.2 Ley de las octavas de Newlands

| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 |
|------------|------------|------------|------------|-----------|-----------|------------|
| Li 6,9 | Be 9,0 | B 10,8 | C 12,0 | N 14,0 | O 16,0 | F 19,0 |
| Na 23,0 | Mg 24,3 | Al 27,0 | Si 28,1 | P 31,0 | S 32,1 | Cl 35,5 |

La etapa siguiente en la clasificación periódica de los elementos químicos tuvo lugar en 1.869 y fue desarrollada independientemente por el alemán **Lothar Meyer** y el ruso **Dimitri Mendeleev** (décimo cuarto y último hijo de un profesor de Literatura rusa), ninguno de los cuales parece que conocía el trabajo de Newlands.

Mendeleev esbozó la tabla tal como la conocemos hoy día, dejó una serie de huecos para diversos elementos todavía no descubiertos, que el llamó ekaboro, ekaaluminio, y ekasilicio (luego llamados escandio, galio, y germanio) y predijo con gran exactitud sus propiedades.

Se podría pensar que todos los elementos se colocarían de ocho en ocho con tantos períodos como fueran necesarios pero pronto se vio que no era así porque, en ese caso, el Mn caería debajo de un halógeno: hay que dejar un hueco para introducir diez elementos con propiedades metálicas (metales de transición) y así acomodar los elementos siguientes, As, Se y Br, debajo de elementos con propiedades semejantes (Sc, Ga y Ge no habían sido descubiertos como se ha dicho)

Hasta este momento sabemos pues que el primer período tiene 2 elementos, el segundo y tercer períodos, 8 elementos y el cuarto período, 18 elementos. Con el quinto período ocurre lo mismo: son también 18 elementos empezando en el Rb (con propiedades de alcalinos), siguiendo con el Sr (propiedades de alcalino-térreos), una nueva serie de 10 elementos con propiedades metálicas, de Y a Cd (otros elementos de transición) y acabando en el Xe.

Si hiciéramos conjeturas nos podríamos preguntar cuantos elementos habrá en el sexto período, ¿serán 14 teniendo en cuenta lo siguiente?:

| | | | | | | |
|-------------------------|---|---|---|----|----|-----|
| período | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 |
| electrones que contiene | 2 | 8 | 8 | 18 | 18 | → |
| incremento | 2 | 6 | 6 | 10 | 10 | 14? |

Efectivamente así sucede: el sexto período sufre un incremento de 14 elementos y el período completo tiene 32 elementos; aparecen los lantánidos también llamados elementos de transición interna o tierras raras. Siguen luego 10 elementos metálicos, de La a Hf y finalmente los seis elementos **p** habituales, Tl, Pb, Bi, Po, At y Rn. El séptimo período se está completando, los elementos que lo forman son inestables (la mayoría de sus núcleos se desintegran y son radiactivos) y no existen en la Naturaleza. Se han obtenido por medios artificiales (reacciones nucleares): Figuras 1.1 y 1.2.

Tabla Periódica de los elementos

elementos de grupos principales

bloque s

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

IA IIA IIIB IVB VB VIB VIIB VIII IB IIB IIIA IVA VA VIA VIIA VIIIA

1s H 2 He

2s Li Be 2p B C N O F Ne

3s Na Mg 3d Sc Ti V Cr Mn Fe Co Ni Cu Zn 3p Al Si P S Cl Ar

4s K Ca 4d Y Zr Nb Mo Tc Ru Rh Pd Ag Cd 4p Ga Ge As Se Br Kr

5s Rb Sr 5d Lu Hf Ta W Re Os Ir Pt Au Hg 5p In Sn Sb Te I Xe

6s Cs Ba 6d Lr Rf Db Sg Bh Hs Mt Uun Uuu Uub 6p Tl Pb Bi Po At Rn

7s Fr Ra 7p Uut Uuq Uup Uuh Uus Uuo

2 electrones 10 electrones 6 electrones

elementos de transición interna

bloque f

4f 57 La 58 Ce 59 Pr 60 Nd 61 Pm 62 Sm 63 Eu 64 Gd 65 Tb 66 Dy 67 Ho 68 Er 69 Tm 70 Yb

5f 89 Ac 90 Th 91 Pa 92 U 93 Np 94 Pu 95 Am 96 Cm 97 Bk 98 Cf 99 Es 100 Fm 101 Md 102 No

14 electrones

Figura 1.1 Tabla periódica actual

elementos de grupos principales

bloque s

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

IA IIA IIIB IVB VB VIB VIIB VIII IB IIB IIIA IVA VA VIA VIIA VIIIA

1s H 2 He

2s Li Be 2p B C N O F Ne

3s Na Mg 3d Sc Ti V Cr Mn Fe Co Ni Cu Zn 3p Al Si P S Cl Ar

4s K Ca 4d Y Zr Nb Mo Tc Ru Rh Pd Ag Cd 4p Ga Ge As Se Br Kr

5s Rb Sr 5d Lu Hf Ta W Re Os Ir Pt Au Hg 5p In Sn Sb Te I Xe

6s Cs Ba 6d Lr Rf Db Sg Bh Hs Mt Uun Uuu Uub 6p Tl Pb Bi Po At Rn

7s Fr Ra 7p Uut Uuq Uup Uuh Uus Uuo

2 electrones 14 electrones 10 electrones 6 electrones

elementos de transición interna

bloque f

4f 57 La 58 Ce 59 Pr 60 Nd 61 Pm 62 Sm 63 Eu 64 Gd 65 Tb 66 Dy 67 Ho 68 Er 69 Tm 70 Yb

5f 89 Ac 90 Th 91 Pa 92 U 93 Np 94 Pu 95 Am 96 Cm 97 Bk 98 Cf 99 Es 100 Fm 101 Md 102 No

Figura 1.2 Tabla Periódica "expandida"

RESUMEN

Los elementos aparecen ordenados en la Tabla Periódica, en Grupos y Períodos.

A la izquierda de la TP aparecen los metales, la mayoría de ellos buenos conductores del calor y de la electricidad, maleables y dúctiles y con PF relativamente elevados.

A la derecha aparecen los no metales, que no conducen el calor ni la electricidad y no son sólidos maleables (o bien son frágiles, o bien muchos de ellos son gases a temperatura ambiente).

En el extremo de la derecha aparece un grupo, el de los gases nobles, con configuraciones electrónicas ns^2 o ns^2np^6 , difíciles de modificar y que proporcionan un alto grado de inercia química a estos gases.

Además, entre metales y no metales hay una separación, representada a menudo por una línea diagonal escalonada, con varios elementos situados a lo largo de esta línea y que reciben el nombre de metaloides, con una mezcla de propiedades entre metales y no metales.

Existe una estrecha correlación entre las posiciones de los elementos en la TP y sus propiedades físicas y químicas, al aparecer éstas determinadas por sus configuraciones electrónicas, especialmente las de la capa electrónica más externa o capa de valencia.

1.2 NÚMERO DE OXIDACIÓN

El conocimiento de la configuración electrónica de un elemento y de su posición en la TP es muy útil para establecer el estado de oxidación o número de oxidación del elemento y, por tanto, el número de electrones que un átomo pierde o gana (utiliza), al unirse a otros átomos para dar compuestos.

Si se considera el cloruro sódico NaCl, el sodio, metal del grupo 1, cede un electrón a un átomo de Cl, no-metal, adquiriendo configuración +1, y el cloro -1.

Nótese que, de acuerdo a los principios estudiados previamente, no es totalmente cierta la cesión absoluta del electrón del Na al Cl, pero por convenio es interesante así considerarla, para poder atribuir con facilidad los EO.

Esto se advierte más claramente cuando el ejemplo es el HCl, en el que ambos elementos gozan de características no metálicas, y el enlace predominante entre ellos es el covalente. Sin embargo, se atribuye al hidrógeno la cesión completa de un electrón pasando a tener él EO +1 y el cloro EO -1.

Reglas para asignar los estados de oxidación (EO)

Existen unas **reglas** que permiten **asignar los números de oxidación** sin que sea preciso conocer la estructura de Lewis de cada compuesto y la electronegatividad de cada elemento. Estas reglas son cuatro:

1. El EO de un elemento en su estado elemental es **cerro**. P. e. aluminio metal, Cl_2 , P_4 , S_8 , etc.
2. Algunos elementos tienen el mismo número de oxidación en casi todos sus compuestos. P. e.
 - **metales alcalinos: 1+**
 - **metales alcalino-térreos: 2+**
 - **flour: 1-**
 - **oxígeno : 2-**, excepto en peróxidos $O_2^{2-}(1-)$, superóxidos $O_2^{-(1/2-)}$, catión dioxigenilo $O_2^+(1/2+)$, y en los fluoruros de oxígeno.
 - **hidrógeno : 1+**, excepto en hidruros como NaH ó CaH_2 en que es 1-

3. El número de oxidación de un elemento en un ión monoatómico es igual a la carga de ese ión. P. e. en el NaCl, como Na es 1+, Cl debe tener un EO = 1-, etc.

4. La suma de los números de oxidación de todos los átomos de un compuesto neutro es igual a cero. Si se trata de un ión, esa suma es igual a la carga del ión.

A veces pueden encontrarse EO con número fraccionarios, por ejemplo Fe₃O₄, donde el EO parece ser 2^{2/3}+, pero que está mejor representado por FeO-Fe₂O₃, por tanto por combinación de fórmulas unidad más simples. También puede ocurrir en sólidos no-estequiométricos, como el TiH_{1,7}.

Tabla 1.1 Estados de oxidación más frecuentes de elementos p

| General | | | | | | |
|-------------------|-------------------------------|-------------------------------|-------------------------------|-------------------------------|-------------------------------|-------------------------------|
| Grupo: | 13 | 14 | 15 | 16 | 17 | 18 |
| conf. electrónica | s ² p ¹ | s ² p ² | s ² p ³ | s ² p ⁴ | s ² p ⁵ | s ² p ⁶ |
| EO del grupo | III | IV | V | VI | VII | VIII |
| I | II | III | IV | V | VI | |
| | | I | II | III | IV | |
| | (-IV)* | -III | -II | -I | (I)** | |

* en el CH₄

** en el XePt^VF₆

Detalle

| | | | | | |
|----------------------|-----------------------|---|-------------------------------------|--------------------------------------|----------------------------------|
| B III | C IV | N V III -III -II IV -II | O -II -I | F -I | He - |
| Al III | Si IV (III) | P V III (I) (-III) | S VI IV (II) -II | Cl VII V III I -I | Ar - |
| Ga (I) III | Ge (II) IV | As III V | Se VI IV (II) (-II) | Br V III I -I | Kr IV II |
| In I III | Sn II IV | Sb III V | Te IV II | I VII V III I -I | Xe VIII VI IV II |
| Tl I (III) | Pb II (IV) | Bi III (V) | Po IV II | At V III? I -I | Rn - |

Cuando aparece algún EO distinto de éstos, se debe normalmente a la presencia de:

- enlaces múltiples, p. e. óxidos de nitrógeno
 $N^{2+}O$ EO = 2½
 $N^{4+}O_2$ EO = 1½

2. enlaces elemento-elemento, p. e. hidracina $\text{H}_2\text{N-NH}_2$ ($\text{N}_2^{2-}\text{H}_4$)
 disilano $\text{H}_3\text{Si-SiH}_3$ ($\text{Si}_2^{3+}\text{H}_6$)

Conviene hacer notar los siguientes hechos:

- el elemento más electronegativo, el flúor, presenta siempre EO -I
- el oxígeno presenta EO -II excepto en:
 - fluoruros en que tiene EO positivos: O^{2+}F_2 , $\text{O}_2^{1+}\text{F}_2$, $\text{O}_3^{4/3+}\text{F}_4$, $\text{O}_2^{2+}\text{F}_4$
 - peróxidos O_2^{2-} (1-)
 - superóxidos O_2^- (1/2-)
 - ozónidos O_3^- (1/3-)
 - catión dioxigenilo O_2^+ (1/2+)

Tabla 1.2 Estados de oxidación más frecuentes de elementos d

| $d1s^2$ | $d2s^2$ | $d3s^2$ | $d5s^1$ | $d5s^2$ | $d6s^2$ | $d7s^2$ | $d8s^2$ | $d10s^1$ | $d10s^2$ |
|---------|-----------------|----------------------|----------------------------|-----------------------------------|---|----------------------------|----------------------------|----------------|----------|
| Sc | Ti | V | Cr | Mn | Fe | Co | Ni | Cu | Zn |
| III | II III IV | II III IV V | II III IV V VI | II III IV V VI VII | II III IV VI | II III IV | I II III | II III | II |
| Y | Zr | Nb | Mo | Tc | Ru | Rh | Pd | Ag | Cd |
| III | III IV | II III IV V | II III IV V VI | II III IV V VI VII | II III IV V VI VII VIII | II III IV VI | II III | I II III | II |
| La | Hf | Ta | W | Re | Os | Ir | Pt | Au | Hg |
| III | III IV | II III IV V | II III IV V VI | II III IV V VI VII | II III IV V VI VIII | II III IV V VI | II III IV V VI | I III | I II |

NOTAS:

- en azul el EO más estable
- $d5s^1$ y $d10s^1$: configuraciones electrónicas excepción
- círculo amarillo: EO único
- círculo violeta: configuraciones d^0 , d^5 , y d^{10} y, efectivamente, EO más estable
- círculo verde: configuraciones d^0 , d^5 , y d^{10} y sin embargo, no EO más estable

Adviértase que:

- 1) en las Tablas 1.1 y 1.2 se representan los EO habituales;
- 2) en los grupos 1, 2, y del 13 al 17, el parecido entre propiedades se da en el grupo, ya que las diferencias de configuración electrónica suceden en la capa de valencia o capa más externa;
- 3) sin embargo, en los grupos 3 a 12, elementos **d** y **f**, las diferencias de configuración acaecen en capas más internas, por lo que hay similitudes de comportamiento entre los elementos adyacentes dentro de un mismo período.

1.3 SISTEMAS DE NOMENCLATURA

Nomenclatura de composición

Este sistema responde a un nombre estequiométrico generalizado. Los nombres de los componentes se indican con prefijos multiplicadores:

O₃ (trioxígeno), NaCl (cloruro de sodio) PCl₃ (tricloruro de fósforo)

Nomenclatura de sustitución

Se utiliza ampliamente para compuestos orgánicos, y se basa en un hidruro progenitor que se modifica al sustituir los átomos de hidrógeno por otros átomos y/o grupos:

PCl₃ (triclorofosfano)

Nomenclatura de adición

Considera que un compuesto es una combinación de un átomo central o átomos centrales con ligandos asociados:

PCl₃ (tricloruro fósforo)

H₂SO₄ [dihidróxidodioxidoazufre(1+)]

H₃SO₄⁺ [trihidróxidodioxidoazufre(1+) ó trihidrógeno(tetraoxodisulfato)(1+)]

SO₄²⁻ [tetraóxidosulfato(2-)]

HSO₄⁻ [hidróxidotrióxidosulfato(1-)].

Para ácidos, existen, además de nombres vulgares aceptados por la IUPAC por no ser ambiguos y permanecer en el uso cotidiano, nombres pertenecientes a la nomenclatura de hidrógeno:

HMnO₄ [hidrógeno(tetraóxidomanganato)]

H₂CrO₄ [dihidrógeno(tetraóxidocromato)]

HCrO₄⁻ [hidrógeno(tetraóxidocromato)(1-)]

Sirve para cuando no se conoce o no se quiere detallar la conectividad de los hidrógenos. Además, hay nombres de hidrógeno abreviados (una sola palabra sin indicación explícita de la carga molecular y sin signos de inclusión

HCO₃⁻ hidrógeno carbonato [sería hidrógeno(trioxidocarbonato)(1-)]

No se aceptan nomenclaturas de ácido hiponitroso o hiponitrito que, en todo caso serían hipodinitroso o hipodinitrito:

H₂N₂O₂ diazenodiol o bis(hidróxonitrógeno)(N-N)

El nombre ácido fosforoso y la fórmula H_3PO_3 se han usado en la bibliografía para $[P(OH)_3]$ y $[PHO(OH)_2]$. La propuesta sería:

| | | |
|---------------|------------------|--------------------------------------|
| $[P(OH)_3]$ | ácido fosforoso | ácido trihidróxidofósforo |
| $[PHO(OH)_2]$ | ácido fosfónico, | ácido dihidróxidohidruroóxidofósforo |

Sin embargo, en Greenwood se describen enlaces P-H, que sería una reordenación oxidativa de P - OH en $\begin{array}{c} P=O \\ | \\ H \end{array}$ y no hay alusión a otros oxoácidos.

1.4 NOMENCLATURA DE COMPUESTOS INORGÁNICOS

1.4.1 SUSTANCIAS SIMPLES

Deben usarse los nombres y símbolos químicos de los elementos. Cuando existen diversas variedades alotrópicas, el nombre específico de cada una de ellas. La nomenclatura sistemática permite describir el número de átomo por unidad estructural.

| | | | <u>Nomenclatura Sistemática</u> |
|---------------|----------------|----------------|---------------------------------|
| Monoatómicas: | C | carbono | |
| | He | helio | |
| Diatómicas: | O ₂ | oxígeno | dioxígeno |
| | I ₂ | yodo | diyodo |
| Poliatómicas: | O ₃ | ozono | trioxígeno |
| | P ₄ | fósforo blanco | tetrafósforo |
| | S ₈ | | ciclooctazufre |

1.4.2 COMBINACIONES BINARIAS

En general, todos los compuestos binarios siguen el mismo esquema de formulación y denominación, que supone el intercambio, en forma de subíndices, de los EO, para conseguir una especie eléctricamente neutra.

a) Combinaciones binarias de hidrógeno

Con metal: el H tiene EO = 1- y el metal n+

| | | |
|------------------|----------------------|-----------------------|
| PbH ₂ | hidruro de plomo(II) | dihidruro de plomo |
| PbH ₄ | hidruro de plomo(IV) | tetrahidruro de plomo |

Con no-metal: el H tiene EO = 1+ y el elemento n-

con grupos 16 y 17 → hidrácidos
con el resto de grupos → hidruros no metálicos

| | | |
|------------------|------------------------|-------------------------|
| HCl | cloruro de hidrógeno | ácido clorhídrico |
| H ₂ S | sulfuro de dihidrógeno | ácido sulfhídrico |
| NH ₃ | amoníaco | trihidruro de nitrógeno |
| PH ₃ | fosfano | trihidruro de fósforo |
| AsH ₃ | arsano | trihidruro de arsénico |

Nomenclatura especial para hidruros de boro

| | | |
|-------------|-----------------|--------------------------|
| B_2H_6 | diborano | hexahidruro de diboro |
| B_4H_{10} | tetraborano(10) | decahidruro de tetraboro |

b) Combinaciones binarias de oxígeno: el oxígeno tiene siempre EO = 2- (excepto con el flúor) y el otro elemento es positivo

Con metal : da lugar a óxidos metálicos o básicos

| | | | |
|--------------------------------|--------------------|--------------------------|-----------------|
| PbO | óxido de plomo(II) | monóxido de plomo | óxido plumboso |
| PbO ₂ | óxido de plomo(IV) | dióxido de plomo | óxido plúmbico |
| Al ₂ O ₃ | óxido de aluminio | sesquióxido de aluminio* | óxido alumínico |
| Na ₂ O | óxido de sodio | hemióxido de sodio** | óxido sódico |

(* sesqui: proporción 2/3; ** hemi: proporción 2/1)

Con no-metal: da lugar a óxidos no-metálicos o ácidos

| | | | |
|--------------------------------|---------------------|----------------------------|-------------------------|
| Cl ₂ O | óxido de cloro(I) | óxido de dicloro | anhidrido hipocloroso |
| Cl ₂ O ₃ | óxido de cloro(III) | trióxido de dicloro | anhidrido cloroso |
| Cl ₂ O ₅ | óxido de cloro(V) | pentóxido de dicloro | anhidrido clórico |
| Cl ₂ O ₇ | óxido de cloro(VII) | heptóxido de dicloro | anhidrido perclórico |
| SO | óxido de azufre(II) | (mon)óxido de (mono)azufre | anhidrido hiposulfuroso |
| SO ₂ | óxido de azufre(IV) | dióxido de azufre | anhidrido sulfuroso |
| SO ₃ | óxido de azufre(VI) | trióxido de azufre | anhidrido sulfúrico |

Con oxígeno en otros estados de oxidación

| | | | |
|--------------------------------|-----------------------|------------------------|------------------------|
| Na ₂ O ₂ | dióxido de sodio | peróxido sódico | |
| MgO ₂ | dióxido de magnesio | peróxido de magnesio | |
| NaO ₂ | dióxido de sodio | superóxido de sodio | hiperóxido de sodio |
| MgO ₄ | tetróxido de magnesio | superóxido de magnesio | hiperóxido de magnesio |
| NaO ₃ | trióxido de sodio | ozónido de sodio | |
| MgO ₆ | hexóxido de magnesio | ozónido de magnesio | |

Óxidos múltiples $M_2O_x \cdot M'_2O_y$

| | | | |
|---|--|------------------------|--------------------------|
| Fe ₂ O ₃ ·FeO | óxido de hierro(II,III) | tetróxido de trihierro | óxido ferroso férrico |
| MgO·TiO ₂ (MgTiO ₃) | trióxido doble de magnesio(II) y titanio(IV) | | óxido magnésico titánico |
| CuO·SnO ₂ | trióxido doble de cobre(II) y estaño(IV) | | óxido cúprico estánnico |

c) Combinaciones binarias de metal más no-metal: dan sales neutras binarias; proceden de hidrácidos

| | | | |
|--------------------------------|--------------------------|--------------------------|-------------------|
| NaCl | cloruro sódico | | |
| FeS | sulfuro de hierro(II) | sulfuro de hierro | sulfuro ferroso |
| Fe ₂ S ₃ | sulfuro de hierro(III) | trisulfuro de dihierro | sulfuro férrico |
| Mn ₃ N ₂ | nitruro de manganeso(II) | dinitruro de dimanganeso | nitruro manganoso |

1.4.3 Compuestos ternarios o múltiples: son los oxoácidos y las oxosales.

a) **Ácidos oxoácidos:** es un ácido con un oxígeno, al menos otro elemento, un hidrógeno unido al oxígeno y que produce una base conjugada por pérdida de un protón

Oxoácidos simples: anhídrido + agua

| | | | |
|--|-------------------------|--------------------------------|-------------------|
| HClO | ácido monooxoclorico(I) | monooxoclorato(I) de hidrógeno | ácido hipocloroso |
| HClO ₂ | ácido dioxoclorico(I) | dioxoclorato(III) de hidrógeno | ácido cloroso |
| HClO ₃ | ácido trioxoclorico(V) | dioxoclorato(V) de hidrógeno | ácido clórico |
| H ₂ N ₂ O ₂ | ácido dioxonitrico(I) | dioxodinitrato(I) de hidrógeno | ácido hiponitroso |

Oxoácidos polihidratados

| | | | | |
|----------|-------------|-------------------|---|------|
| impares: | anhídrido + | 3H ₂ O | → | orto |
| | | 2H ₂ O | → | piro |
| | | 1H ₂ O | → | meta |
| pares | anhídrido + | 2H ₂ O | → | orto |
| | | 1H ₂ O | → | meta |

| | | | |
|--|------------------------------|-----------------------------------|-----------------------|
| H ₃ PO ₄ | ácido tetraoxofosfórico | tetraoxofosfato(V) de hidrógeno | ácido (orto)fosfórico |
| H ₄ P ₂ O ₇ | ácido heptaoxodifosfórico(V) | heptaoxodifosfato(V) de hidrógeno | ácido pirofosfórico |
| HPO ₃ | ácido trioxofosfórico(V) | trioxofosfato(V) de hidrógeno | ácido metafosfórico |
| H ₄ SiO ₄ | ácido tetraoxosilícico(IV) | tetraoxosilicato(IV) de hidrógeno | ácido (orto)silícico |
| H ₂ SiO ₃ | ácido trioxosilícico(IV) | trioxosilicato(IV) de hidrógeno | ácido metasilícico |

Isopoliácidos o poliácidos: más de un átomo del elemento principal en la molécula

| | | | |
|---|--------------------------------|---------------------------------------|-------------------|
| H ₂ Cr ₂ O ₇ | ácido heptaoxidocrómico(VI) | heptaoxidocromato(VI) de hidrógeno | ácido dicrómico |
| H ₂ B ₄ O ₇ | ácido heptaoxotetrabórico(III) | heptaoxotetraborato(III) de hidrógeno | ácido tetrabórico |

b) **Oxoácidos sustituidos:** hidrógeno y dos no-metales. Proceden de la sustitución de uno o más oxígenos por otros grupos

Peroxoácidos: sustitución por uno o varios grupos oxo, O²⁻, por peroxo, O₂²⁻:

| | | | | |
|--|-------------------|---|------------------|-------------------------|
| HNO ₃ | ácido nítrico | → | HNO ₄ | ácido peroxonítrico |
| H ₂ CO ₃ | ácido carbónico | → | HNO ₄ | ácido peroxocarbónico |
| H ₂ S ₂ O ₇ | ácido disulfúrico | → | HNO ₄ | ácido peroxodisulfúrico |
| H ₂ SO ₄ | ácido sulfúrico | → | HNO ₄ | ácido peroxosulfúrico |

Tioácidos: sustitución de un oxígeno por uno o varios átomos de azufre (sulfo, cuando se han sustituido todos)

| | | | | |
|--------------------------------|-----------------|---|--|--------------------|
| H ₂ SO ₄ | ácido sulfúrico | → | H ₂ S ₂ O ₃ | ácido tiosulfúrico |
|--------------------------------|-----------------|---|--|--------------------|

Halógenoácidos: sustitución de un OH por átomo de halógeno

| | | | | |
|--------------------------------|-----------------|---|---------------------|-----------------------|
| H ₂ SO ₄ | ácido sulfúrico | → | HSO ₃ F | ácido fluorosulfúrico |
| | | | HSO ₃ Cl | ácido clorosulfúrico |

c) Oxoales: oxoácidos donde uno o más hidrógenos han sido sustituidos por un metal. Varían los sufijos: ito o ato. De la sustitución depende que existan sales ácidas. En el caso del P, sólo los H pertenecientes a grupos OH son sustituibles (Cf. p.12).

| | | |
|---|---|-----------------------------------|
| Na_2CO_3 | trioxocarbonato(IV)de sodio | carbonato sódico |
| $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ | heptaoxidocromato(VI) de potasio | dicromato potasico |
| KMnO_4 | tetraoxomanganato(VII) de potasio | permanganato potásico |
| RbHCO_3 | hidrógenocarbonato(IV) de rubidio | bicarbonato de rubidio |
| $\text{Al}(\text{ClO}_3)_3$ | trioxoclorato(V) de aluminio | clorato de aluminio |
| $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ | tetraoxosulfato(VI) de cobre(II) pentahidrato | sulfato de cobre(II) pentahidrato |
| $\text{MgSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ | tetraoxosulfato(VI) de magnesio monohidrato | sulfato de magnesio monohidrato |
| H_3PO_4 | tetraoxofosfato(V) de hidrógeno | ácido (orto)fosfórico |
| Na_3PO_4 | tetraoxofosfato(V) de sodio | (orto)fosfato sódico |
| Na_2HPO_4 | hidrógenotetraoxofosfato(V) de sodio | (orto)fosfato monoácido de sodio |
| NaH_2PO_4 | dihidrógenotetraoxofosfato(V) de sodio | (orto)fosfato diácido de sodio |
| $\text{H}_3\text{PO}_3 \{ \text{H}_2[\text{HPO}_3] \}$ | trioxofosfato(III) de hidrógeno | ácido (orto)fosforoso |
| K_3PO_3 | trioxofosfato(III) de sodio | (orto)fosfito potásico |
| $\text{K}_2\text{H}[\text{HPO}_3]$ | hidrógenotrioxofosfato(III) de potasio | hidrógenofosfito potásico |
| $\text{KH}_2[\text{HPO}_3]$ | dihidrógenotrioxofosfato(III) de potasio | dihidrógenofosfito potásico |
| $\text{H}_3\text{PO}_2 \{ \text{H}[\text{H}_2\text{PO}_2] \}$ | hidrógenodioxofosfato(I) de hidrógeno | ácido (orto)hipofosforoso |
| $\text{Li}[\text{H}_2\text{PO}_2]$ | dihidrógenooxofosfato(I) de hidrógeno | (orto)hipofosfito de litio |

d) Hidróxidos: Proceden de H, O y un metal. En realidad, la electronegatividad del elemento que no es H ni O es la que establece la diferencia en el comportamiento químico entre oxoácidos e hidróxidos ya que estructuralmente son idénticos.

| | |
|--------------------------|-----------------------|
| NaOH | hidróxido sódico |
| $\text{Ca}(\text{OH})_2$ | hidróxido cálcico |
| $\text{Al}(\text{OH})_3$ | hidróxido de aluminio |

e) Especies más complejas. Iones de interés

| | |
|---|-----------------------------------|
| $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ | sulfato de potasio y aluminio |
| NH_4MgPO_4 | fosfato de amonio y magnesio |
| $(\text{NH}_4)_2\text{Co}(\text{CO}_3)_2$ | carbonato de amonio y cobalto(II) |

•••

APÉNDICE

La formulación de compuestos inorgánicos puede realizarse en una primera aproximación conociendo los EO más frecuentes de los elementos y algunos ácidos de interés

| No-metales | | Metales | |
|------------|------------|------------------------------|-------|
| H | 1 | Li | |
| F | 1- 1 | Na | |
| Cl | 1- 1 3 5 7 | K | |
| Br | 1- 1 3 5 | Rb | 1 |
| I | 1- 1 3 5 7 | Cs | |
| | | Ag | |
| | | NH ₄ ⁺ | |
| | | | Cr |
| | | | Mn |
| | | | Fe |
| | | | Co |
| | | | Ni |
| | | | 2 3 |
| O | 2- | | Pt |
| S | 2- (2) 4 6 | | Sn |
| Se | 2- (2) 4 6 | | Pb |
| Te | 2 4 | | 2 4 |
| | | | 2 4 |
| | | | 2 (4) |
| N | 3- 1 3 5 | Mg | |
| P | 3- 1 3 5 | Ca | |
| As | 3 5 | Sr | 2 |
| Sb | 3 5 | Ba | |
| | | Ra | |
| | | Be | |
| | | Zn | |
| | | Cd | |
| | | | Sc |
| | | | Y |
| | | | La |
| | | | Ce |
| | | | Pr |
| | | | Nd |
| | | | 4 |
| | | | Pm |
| | | | Sm |
| | | | Eu |
| | | | Gd |
| | | | Tb |
| | | | Dy |
| | | | Ho |
| | | | Er |
| | | | Tm |
| | | | 3 |
| | | | Yb |
| | | | Lu |
| | | | (2) |
| C | 2 4 | Al | 3 |
| Si | 4 | Bi | 3 (5) |
| | | Ga | (1) 3 |
| | | In | 1 3 |
| | | Tl | 1 (3) |
| | | | Cu |
| | | | Hg |
| | | | (1) 2 |
| | | | (1*)2 |
| | | | Au |
| | | | 1 3 |

* Hg₂²⁺ no se puede simplificar

Ácidos binarios y oxoácidos de no-metales

| | | | | | | | |
|---|----|----|----|------------------------------|-------------|--------------------------------|----------|
| F | Cl | Br | I: | HCl | clorhídrico | → | cloruros |
| S | Se | Te | : | H ₂ S | sulfhídrico | → | sulfuros |
| | | | | N ³⁻ | nitruros | | |
| | | | | C ⁴⁻ | carburos | | |
| | | | | B ₂ ³⁻ | boruros | | |
| | | | | N ₃ ⁻ | aziduro | (HN ₃ : azida de H) | |

| | | | | | | | |
|---|--------------------------------|----|----|---|--------------------------------|---|------------------------|
| F | Cl | Br | I: | HClO | hipocloroso | → | hipocloritos |
| | | | | HClO ₂ | cloroso | → | cloritos |
| | | | | HClO ₃ | clórico | → | cloratos |
| | | | | HClO ₄ | perclórico | → | percloratos |
| N | | | | H ₂ N ₂ O ₂ * | hiponitroso | → | hiponitritos |
| | | | | HNO ₂ | nitroso | → | nitritos |
| | | | | HNO ₃ | nítrico | → | nitratos |
| S | | | | H ₂ SO ₃ | sulfuroso | → | sulfitos |
| | | | | H ₂ SO ₄ | sulfúrico | → | sulfatos |
| | | | | H ₂ S ₂ O ₇ | pirosulfúrico (disulfúrico) | → | pirosulfatos |
| | | | | (H ₂ S ₂ O ₃) | (tiosulfúrico) | → | tiosulfatos |
| P | H ₃ PO ₂ | | | H[H ₂ PO ₂] | (orto)hipofosforoso | | hipofosfitos |
| | H ₃ PO ₃ | | | H ₂ [HPO ₃] | fosfínico | | fosfinatos |
| | H ₃ PO ₄ | | | H ₃ [PO ₄] | fosfónico (orto)fosfórico | | fosfonatos fosfatos |

* no se puede simplificar

Ácidos de As, Sb, Bi, B, Si, C, Cr, Mn, W, Mo y algunas especies de interés

| | | | |
|--|----------------------------------|---|-------------------------------|
| H₃AsO₄ | trihidroxidoóxidoarsénico | CrO₄²⁻ | cromato |
| AsO ₃ ⁻ | metaarseniato | Cr₂O₇²⁻ | dicromato |
| H ₃ AsO ₃ | trihidroxidoarsénico | HSO ₄ ⁻ | ión bisulfato |
| | Ácido arsenioso | MnO₄²⁻ | manganato |
| AsO ₂ ⁻ | arsenitos | MnO₄⁻ | permanganato |
| M ^{III} SbO ₄ | antimoniatos | WO₄²⁻ | wolframato (tungstato) |
| H ₃ SbO ₃ | antimonioso | MoO ₄ ²⁻ | molibdato |
| BiO ₃ ⁻ | bismutato | H - C ≡ N | cianhídrico |
| B(OH)₃ | ortobórico | NH₃ | amoníaco |
| (HBO ₂) _n | metabóricos | HN ₃ | azida de hidrógeno |
| H ₂ B ₄ O ₇ | tetrabórico | PH ₃ | fosfano |
| H ₄ SiO ₄ | ortosilícico | P ₂ H ₄ | difosfano |
| H ₂ SiO ₃ | metasilícico | AsH ₃ | arsano |
| H₂CO₃* | carbónico | SbH ₃ | estibano |
| H ₂ C ₂ O ₄ | oxálico | CH₄ | metano |
| HCO ₃ ⁻ | ión bicarbonato | SiH ₄ | silano |
| CH₃-COOH | acético (HAc) | NH ₂ -NH ₂ | hidracina |

| | | | |
|--------------------------------|--------------------------|-----------------------------------|--------------------------------|
| NH_2OH | hidroxilamina | H_3O^+ | oxonio |
| O^{2-} | ión óxido | $\text{H}_3\text{O}^+(\text{ac})$ | hidronio |
| O_2^+ | cación dioxigenilo | NO | óxido nítrico |
| O_2 | moléc. de oxígeno | NO^+ | nitrosilo (nitrosonio) |
| O_2^- | ión superóxido | NO_2^+ | nitrilo (nitronio) |
| O_2^{2-} | ión peróxido | CO^{2+} | carbonilo |
| O_3 | ozono | COCl_2 | fosgeno (cloruro de carbonilo) |
| O_3^- | ión ozónido | NH_2^- | amiduro |
| SO^{2+} | tionilo | R - N O O | nitro |
| SO_2^{2+} | sulfurilo | R - O N O | nitrito |