

Tuần 1 : ÔN TẬP ĐẦU NĂM

Phần 1 : Hoá vô cơ

- Nguyên tử trung hoà về điện : ở giữa là hạt nhân mang điện tích dương, xung quanh là các electron mang điện tích âm và sắp xếp thành từng lớp. Hạt nhân gồm các hạt mang điện dương (1+) và hạt n không mang điện. Nguyên tố hoá học là những nguyên tử có cùng số p (số Z).
- Tính chất hoá học của kim loại (al, Fe) và phi kim (H₂, O₂, C, Cl₂, Si).
- Cấu tạo bảng tuần hoàn : ô nguyên tố, chu kì, nhóm nguyên tố.
Trong 1 chu kì, Z tăng, tính kim loại giảm, tính phi kim tăng.
Trong 1 nhóm A, Z tăng, tính kim loại tăng, tính phi kim giảm.
- Phân loại các hợp chất vô cơ (oxit axit, oxit bazơ, oxit trung tính, axit, bazơ, muối) theo thành phần nguyên tố và tính chất hoá học của chúng.

Phần 2 : Hoá hữu cơ

- Hợp chất hữu cơ là hợp chất của các bon (trừ CO, CO₂, H₂CO₃ và các muối cacbonat kim loại).
- Các phản ứng quan trọng : Phản ứng cháy của các hidrocarbon, rượu etylic, phản ứng thế của metan, benzen với clo, brom ; phản ứng cộng của etilen và axetilen, phản ứng trùng hợp của etilen, phản ứng của ancol etylic với axit axetic, với natri ; phản ứng của axit axetic với kim loại, bazơ, oxit bazơ, muối ; phản ứng thủy phân của chất béo, gluxit, protein.

Tuần 2

Bài 1

Đặc tính hạt	Vỏ nguyên tử	Hạt nhân	
	Các electron (e)	Các proton (p)	Các nơtron (n)
Điện tích (q)	$q_e = -1,602 \cdot 10^{-19}C$ $= -e_0 = 1-$	$q_p = +1,602 \cdot 10^{-19}C$ $= e_0 = 1+$	$q_n = 0$
Khối lượng (m)	$M_e \approx 0,00055u$	$M_p \approx 1u$	$M_n \approx 1u$

1u bằng 1/12 khối lượng của một nguyên tử đồng vị cacbon-12.

Bài 2. Phần 1

- Số đơn vị điện tích hạt nhân $Z = \text{số proton} = \text{số electron}$; $A = Z + N$.
- Nguyên tố hoá học là những nguyên tử có cùng điện tích hạt nhân.
- Các đồng vị của cùng một nguyên tố hoá học là những nguyên tử có cùng proton nhưng khác nhau về số nơtron, do đó số khối A của chúng khác nhau.

Tuần 3

Bài 2. Phần 2

- Khối lượng của nguyên tử coi như bằng tổng khối lượng của các p và các n ,
- Nguyên tử khối (A) của một nguyên tử cho biết khối lượng của nguyên tử đó gấp bao nhiêu lần đơn vị khối lượng nguyên tử (u).

$$\bar{A} = \frac{aX + bY}{100}$$

X, Y là nguyên tử khối đồng vị X, Y (của cùng một nguyên tố), a, b

là phần trăm số nguyên tử của đồng vị X và Y tương ứng

Bài 3. Luyện tập

Kí hiệu nguyên tử : ${}^A_Z X$; Số hiệu nguyên tử Z và số khối A đặc trưng cho nguyên tử ; Z đặc trưng cho nguyên tố hoá học ;

Nguyên tử khối của một nguyên tố có nhiều đồng vị là nguyên tử khối trung bình của các đồng vị đó ;

Rèn luyện kĩ năng xác định số electron, số proton, số nơtron và nguyên tử khối khi biết kí hiệu nguyên tử.

Tuần 4

Bài 4

- Các electron chuyển động rất nhanh xung quanh hạt nhân nguyên tử không theo những quỹ đạo xác định, tạo nên bô nguyên tử ;

Trong nguyên tử, các electron có mức năng lượng gần bằng nhau được xếp vào một lớp (K, L, M, N...).

Một lớp electron bao gồm một hay nhiều phân lớp (s, p, d, f). Các electron trên cùng một phân lớp có mức năng lượng bằng nhau ;

Số electron tối đa của lớp thứ n là $2n^2$; Số electron tối đa trong một phân lớp : s^2, p^6, d^{10}, f^{14} ;

- Rèn luyện kĩ năng xác định sự phân bố electron trên các lớp electron.

Tuần 5

Bài 5

Thứ tự sắp xếp các phân lớp theo chiều tăng của năng lượng : $1s\ 2s\ 2p\ 3s\ 4s\ 3d\ 4p\ 5s\dots$;

Sự phân bố electron trên các phân lớp, lớp và cấu hình electron nguyên tử của 20 nguyên tố đầu tiên : $1s\ 2s\ 2p\ 3s\ 3p\ 3d\ 4s\ 5s\dots$;

Số electron ở lớp ngoài cùng : Hầu hết các nguyên tử kim loại có 1, 2, 3 electron, hầu hết các nguyên tử phi kim có 5, 6, 7 electron và nguyên tử khí hiếm có 8 electron (He : 2 e).

Viết cấu hình electron nguyên tử của 20 nguyên tố đầu tiên ; Dựa vào cấu hình electron lớp ngoài cùng của nguyên tử suy ra tính chất hoá học cơ bản của nguyên tố tương ứng.

Bài 6. Luyện tập, phần 1

Số thứ tự lớp (n)	1	2	3	4	...
Tên của lớp	K	L	M	N	...
số electron tối đa	2	8	3	4	...
Số phân lớp	1	2	3	4	...
Kí hiệu phân lớp	2s	2s, 2p	3s, 3p, 3d	4s, 4p, 4d, 4f	...
Số electron tối đa ở phân lớp và ở lớp	2	$\frac{2,6}{8}$	$\frac{2,6,10}{18}$	$\frac{2,6,10,14}{32}$	

Cấu hình electron lớp ngoài cùng	ns^1, ns^2, ns^2np^1	ns^2np^2	$ns^2np^3, ns^2np^4, ns^2np^5$	ns^2np^6
Số electron thuộc lớp ngoài cùng	1, 2 hoặc 3	4	5, 6 hoặc 7	8 (2 ở He)
Tính chất hoá học cơ bản của nguyên tố	Tính kim loại	Tính kim loại (phi kim)	Thường có tính phi kim	tương đối trơ

Tuần 6

Bài 6. Luyện tập phần 2

Rèn kĩ năng viết cấu hình electron nguyên tử, từ đó suy ra tính chất hoá học cơ bản của nguyên tố.

Kiểm tra viết

Tuần 7

Bài 7

Nguyên tắc sắp xếp các nguyên tố trong bảng tuần hoàn ; Cấu tạo của bảng tuần hoàn ; Ô, chu kì, nhóm nguyên tố (nhóm A, nhóm B) ; Số thứ tự của nhóm A trùng với số electron hoá trị của nguyên tử các nguyên tố trong nhóm.

Từ vị trí trong bảng tuần hoàn của nguyên tố (ô, nhóm, chu kì) suy ra cấu hình electron của nguyên tố đó và ngược lại.

Tuần 8

Bài 8

Sự tương tự nhau về cấu hình electron lớp ngoài cùng của nguyên tử (nguyên tố s, p) là nguyên nhân của sự tương tự nhau về tính chất hoá học của các nguyên tố trong cùng một nhóm A ; Sự lặp lại tuần hoàn cấu hình electron lớp ngoài cùng của nguyên tử các nguyên tố khi Z tăng dần chính là nguyên nhân của sự biến đổi tuần hoàn tính chất của các nguyên tố.

Dựa vào cấu hình electron của nguyên tử, suy ra đặc điểm cấu hình electron lớp ngoài cùng, loại nguyên tố s, p tính chất hoá học của nguyên tố.

Bài 9. Phần 1

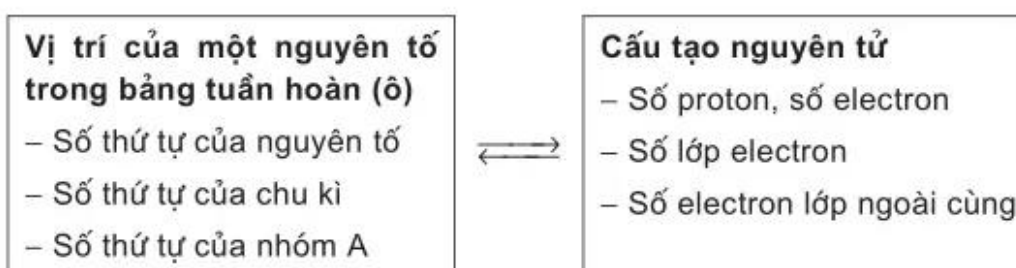
Tính kim loại là tính chất của một nguyên tố mà nguyên tử của nó *dễ nhường electron* để trở thành ion âm, ngược lại *dễ thu electron* là *tính phi kim* ; Trong một chu kì, theo chiều Z tăng, tính kim loại của các nguyên tố yếu dần, đồng thời tính phi kim tăng dần, độ âm điện của các nguyên tử có xu hướng tăng dần ; Trong một nhóm A, Z tăng tính kim loại tăng dần, tính phi kim giảm dần, độ âm điện của các nguyên tử có xu hướng giảm dần ; Định luật tuần hoàn.

Tuần 9

Bài 9. Phần 2

Dựa vào quy luật chung, suy đoán được sự biến thiên tính chất cơ bản trong một chu kì, một nhóm A cụ thể, thí dụ sự biến thiên về : độ âm điện, bán kính nguyên tử ; Hoá trị cao nhất của nguyên tố đó với oxi và với hiđro ; Tính chất kim loại, phi kim ; Công thức hoá học và tính axit, bazơ của các oxit và hiđroxit tương ứng.

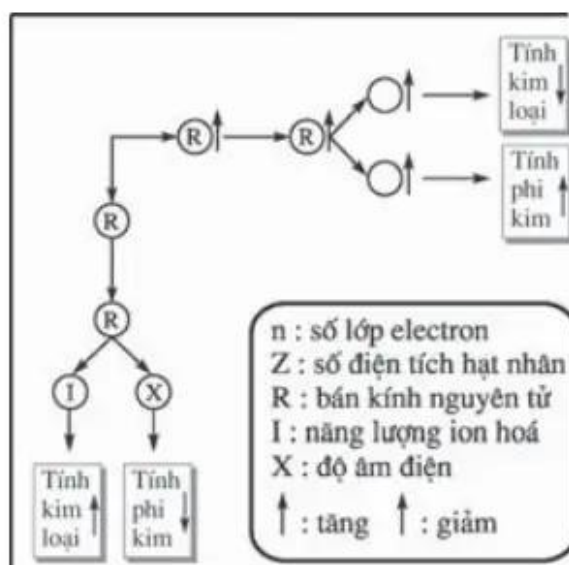
Bài 10



Biết vị trí của một nguyên tố trong bảng tuần hoàn suy ra những tính chất hoá học cơ bản của nó. So sánh tính chất hoá học của một nguyên tố với các nguyên tố lân cận.

Tuần 10

Bài 11. Luyện tập



Tuần 11 : KIỂM TRA VIẾT

Bài 12

Liên kết hoá học là sự kết hợp giữa các nguyên tử để tạo thành phân tử hay tinh thể ; Khi tạo thành liên kết hoá học, nguyên tử thường có xu hướng đạt tới cấu hình electron bền vững của khí hiếm.

Khi nguyên tử nhường hay nhận electron nó trở thành ion dương (cation) hay ion âm (anion) ; Liên kết ion là liên kết được hình thành bởi lực hút tĩnh điện giữa các ion mang điện tích trái dấu ; Các hợp chất ion thường tan nhiều trong nước. Khi nóng chảy và khi hoà tan trong nước chúng dẫn điện, còn ở trạng thái rắn thì không dẫn điện.

Tuần 12

Bài 13

Liên kết cộng hoá trị là liên kết được tạo nên giữa hai nguyên tử bằng một hay nhiều cặp electron chung.

Hiệu độ âm điện	Loại liên kết
Từ 0,0 đến < 0,4	Liên kết cộng hoá trị không cực
Từ 0,4 đến < 1,7	Liên kết cộng hoá trị có cực
$\geq 1,7$	Liên kết ion

Các hợp chất có liên kết cộng hoá trị có cực (không cực) tan trong dung môi phân cực (không phân cực). Các chất chỉ có liên kết cộng hoá trị không cực không dẫn điện ở mọi trạng thái.

Tuần 13

Bài 14

	Tinh thể ion	Tinh thể nguyên tử	Tinh thể phân tử
Khái niệm	Các cation và anion được phân bố luân phiên đều đặn ở các điểm nút của mạng	Ở các điểm nút của mạng là những nguyên tử	Ở các điểm nút của mạng tinh thể là những phân tử
Lực liên kết	Các ion mang điện tích trái dấu, hút nhau bằng lực hút tĩnh điện. Lực này lớn	Các nguyên tử liên kết với nhau bằng lực liên kết cộng hoá trị. Lực này rất lớn	Các phân tử liên kết với nhau bằng lực hút giữa các phân tử.
Đặc tính	Bền, khá rắn, khó nóng chảy, khó bay hơi	Không bền, dễ nóng chảy, dễ bay hơi	

Bài 15

Trong hợp chất ion, hoá trị của một nguyên tố bằng điện tích ion và được gọi là điện tích hoá trị của nguyên tố đó ; Trong hợp chất cộng hoá trị, hoá trị của một nguyên tố được xác định bằng số liên kết của nguyên tử nguyên tố đó trong phân tử và được gọi là cộng hoá trị của nguyên tố đó ; Số oxi hoá của một nguyên tố là điện tích của nguyên tử nguyên tố đó trong phân tử nếu giả định rằng liên kết giữa các nguyên tử là liên kết ion ; Quy tắc xác định số oxi hoá.

Tuần 14

Bài 16. Luyện tập

Loại liên kết	Liên kết ion	Liên kết cộng hoá trị	
		Liên kết không cực	Liên kết có cực
Định nghĩa	Liên kết ion được hình thành bởi lực hút tĩnh điện giữa các ion mang điện tích trái dấu	Liên kết cộng hoá trị được tạo nên giữa hai nguyên tử bằng những cặp electron chung	
Bản chất của liên kết	Cho và nhận electron	Đôi electron chung không lệch về nguyên tử nào	Đôi electron chung lệch về nguyên tử nào có độ âm điện lớn hơn
Hiệu độ âm điện	$\geq 1,7$	$0 \rightarrow 0,4$	$0,4 \rightarrow < 1,7$
Đặc tính	Rất bền	Bền	

Tuần 15

Bài 17

Phản ứng oxi hoá – khử là phản ứng hoá học trong đó có sự thay đổi số oxi hoá của nguyên tố. Chất oxi hoá là chất nhận electron, chất khử là chất nhường electron. Sự oxi hoá là sự nhường electron, sự khử là sự nhận electron ; Lập phương trình hoá học của phản ứng oxi hoá – khử dựa vào số oxi hoá (cân bằng theo phương pháp thăng bằng electron).

Tuần 16

Bài 18

Các phản ứng hoá học được chia thành 2 loại là phản ứng oxi hoá – khử và phản ứng không phải là oxi hoá – khử. Trong phản ứng oxi hoá – khử có sự thay đổi số oxi hoá của một số nguyên tố trước và sau phản ứng.

Bài 19. Luyện tập phần 1

Phân biệt được chất oxi hoá và chất khử, sự oxi hoá và sự khử trong phản ứng oxi hoá – khử cụ thể. Xác định sự thay đổi số oxi hoá của nguyên tố để nhận biết phản ứng oxi hoá – khử và cân bằng thành thạo phản ứng.

Tuần 17

Bài 19. Luyện tập phần 2

Xác định loại phản ứng và cân bằng thành thạo các phản ứng. Rèn kĩ năng giải một số dạng toán định lượng về phản ứng oxi hoá – khử.

Bài 20. Thực hành 1

Rèn luyện kĩ năng thao tác và quan sát các hiện tượng xảy ra trong thí nghiệm. Giải thích được các hiện tượng. 3 thí nghiệm : Kim loại và dung dịch axit ($\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Zn}$) ; Kim loại và dung dịch muối ($\text{Fe} + \text{CuSO}_4$) ; Phản ứng oxi hoá – khử trong môi trường axit ($\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$).

Tuần 18

ÔN TẬP HỌC KÌ I

Kiểm tra học kì I

Tuần 19

Bài 21

Nhóm halogen (VIIA) gồm F, Cl, Br, I, At. Sự biến đổi âm điện, bán kính nguyên tử và một số tính chất vật lí của các nguyên tố trong nhóm. Cấu hình lớp

electron ngoài cùng : ns^2np^5 . Tính chất hoá học cơ bản của các nguyên tố halogen là tính oxi hoá mạnh (trừ At). Đi từ flo đến iot, tính oxi hoá giảm dần ; Làm các bài tập định lượng tính thể tích hoặc khối lượng dung dịch chất tham gia hoặc tạo thành sau phản ứng.

Bài 22

Ở điều kiện thường, clo là khí màu vàng lục, mùi xốc, rất độc. Tính chất hoá học cơ bản của clo là tính oxi hoá mạnh. Trong phản ứng với kim loại và với hidro, clo thể hiện tính oxi hoá mạnh. Khí clo tan ít trong nước và một phần khí clo tác dụng với nước tạo ra hỗn hợp axit clohidric và hipoclorơ.

Clo có hai đồng vị bền là Cl-35 và Cl-37. Clo được dùng để tiệt trùng nước sinh hoạt, sản xuất nước Gia-ven, clorua vôi. Những sản phẩm hữu cơ chứa clo có ý nghĩa ứng dụng to lớn. Trong công nghiệp, một lượng lớn clo được thu từ công nghệ sản xuất (điện phân dung dịch muối ăn bão hoà có màng ngăn).

Tuần 20

Bài 23

Hiđro clorua là khí không màu, mùi xốc, nặng hơn không khí, tan nhiều trong nước tạo thành dung dịch axit. Axit clohidric là axit mạnh và có tính khử. Trong PTN, HCl được điều chế từ tinh thể NaCl và H_2SO_4 đậm đặc. Trong CN, HCl tinh khiết được tổng hợp từ Cl_2 và H_2 , phần lớn lượng HCl được thu từ quá trình clo hoá các hợp chất hữu cơ. Đa số các muối clorua tan nhiều trong nước trừ AgCl, CuCl, $PbCl_2$. Thuốc thử nhận biết ion clorua là bạc nitrat.

Giải các bài toán định lượng và nhận biết ion clorua.

Tuần 21

Bài 27. Bài thực hành 2

Rèn luyện các kĩ năng thao tác làm thí nghiệm, an toàn, hiệu quả, quan sát hiện tượng. Viết tường trình. Làm 3 thí nghiệm về tính chất của clo và hợp chất của clo : Điều chế khí clo ($HCl + KMnO_4$), clo ẩm có tính tẩy màu ; Điều chế axit HCl ; Bài tập thực nghiệm phân biệt các dung dịch ($HCl, NaCl, HNO_3$).

Bài 24

Nước Gia-ven là dung dịch hỗn hợp muối NaCl và NaClO, được điều chế trong CN bằng cách điện phân dung dịch muối ăn không có màng ngăn. Lợi dụng tính oxi hoá mạnh của ClO^- , nước Gia-ven, clorua vôi được dùng để tẩy màu, sát trùng. Nước Gia-ven, clorua vôi sẽ giảm chất lượng khi để ngoài không khí clo tác dụng với CO_2 tạo ra HClO không bền.

Clorua vôi là muối hỗn tạp của kim loại canxi với gốc axit Cl^- và ClO^- .

Tuần 22

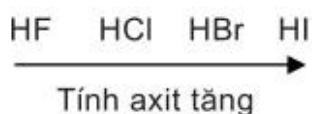
Bài 25

Halogen Phản ứng	F ₂	Cl ₂	Br ₂	I ₂
Với kim loại	Oxi hoá được tất cả các kim loại tạo ra muối florua	Oxi hoá được hầu hết các kim loại tạo ra muối clorua, phản ứng cần đun nóng	Oxi hoá được nhiều kim loại tạo ra muối bromua, phản ứng cần đun nóng	Oxi hoá được nhiều kim loại tạo ra muối florua, cần đun nóng (xúc tác)
Với khí hiđro	bóng tối (-25°C) nổ mạnh	Cần chiếu sáng, phản ứng nổ	Cần nhiệt độ cao	Cần nhiệt độ cao hơn
Với nước	Phân huỷ mãnh liệt H ₂ O ở ngay nhiều độ thường	Cl ₂ + H ₂ O \rightleftharpoons HCl + HClO	Br ₂ + H ₂ O \rightleftharpoons HBr + HBrO (chậm hơn so với Cl ₂)	Không tác dụng

Tuần 23

Bài 26. Luyện tập

Các halogen	F	Cl	Br	I
Cấu hình electron lớp ngoài cùng	2s ² 2p ⁵	3s ² 3p ⁵	4s ² 4p ⁵	5s ² 5p ⁵
Cấu tạo phân tử (liên kết cộng hoá trị không cực)	F : F	Cl : Cl	Br : Br	I : I
Độ âm điện	4,0	3,0	2,8	2,5
Tính oxi hoá	Tính oxi hoá giảm dần			



Điều chế F ₂	Cl ₂	Br ₂	I ₂
-------------------------	-----------------	-----------------	----------------

Điện phân KF trong hỗn hợp với HF	<ul style="list-style-type: none"> – Cho axit HCl đặc tác dụng với chất oxi hoá mạnh như MnO₂, KMnO₄ ... – Điện phân dung dịch NaCl có màng ngăn 	Dùng Cl ₂ để oxi hoá NaBr (có trong nước biển) thành Br ₂	Tách I ₂ từ rong biển
-----------------------------------	--	---	----------------------------------

Tuần 24

Bài 28. Bài thực hành số 3

Rèn luyện kĩ năng làm thí nghiệm, quan sát và viết tường trình. củng cố về tính chất hoá học của các nguyên tố halogen. Viết tường trình. Làm 3 thí nghiệm : so sánh tính oxi hoá của brom và clo (đ NaBr + nước clo) ; so sánh tính oxi hoá của brom và iot (dung dịch NaI + nước brom) ; tác dụng của iot với hồ tinh bột.

Bài kiểm tra viết

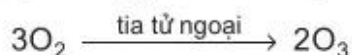
Tuần 25

Bài 29

Cấu hình electron của nguyên tử O : 2s²2s²2p⁴. CTCT phân tử : O = O.

Khí oxi không màu, không mùi, không vị, hơi nặng hơn không khí. Oxi có tính oxi hó mạnh : tác dụng với hầu hết các kim loại (trừ Au, Pt...) và các phi kim (trừ halogen). Tác dụng với nhiều hợp chất vô cơ và hữu cơ. Trong PTN, oxi được điều chế bằng cách nhiệt phân hợp chất như KMnO₄, KClO₃. Trong CN, oxi được điều chế bằng cách chưng cất phân đoạn không khí lỏng hoặc điện phân nước.

Khí ozon màu xanh nhạt, mùi đặc trưng, có tính oxi hoá mạnh và mạnh hơn oxi. Ozon tập trung nhiều ở lớp khí quyển cách mặt đất 20 – 30 km.



Ozon có nhiều ứng dụng trong đời sống, y học và công nghiệp.

Tuần 26

Bài 30

Cấu hình electron nguyên tử S : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$. CTCT phân tử : S_8 thường viết là S. S có 2 dạng thù hình S_α và S_β . Lưu huỳnh vừa có tính oxi hoá (tác dụng với kim loại, với hiđro), vừa có tính khử (tác dụng với oxi, chất oxi hoá mạnh). Trong tự nhiên, lưu huỳnh tạo thành những mỏ lớn trong vỏ Trái Đất. 90% lượng S khai thác dùng sản xuất H_2SO_4 .

Bài 31. Bài thực hành số 4

Tiến hành 4 thí nghiệm để chứng minh tính oxi hoá mạnh của oxi ($O_2 + Fe$), lưu huỳnh ($S + Fe$) ; Sự biến đổi trạng thái của S theo nhiệt độ. Tính khử của lưu huỳnh ($S + O_2$).

Tuần 27

Bài 32

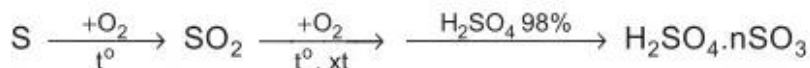
Hiđro sunfua (H_2S) là chất khí, không màu, có mùi trứng thối, rất độc. Hiđro sunfua có tính khử mạnh ; Lưu huỳnh đioxit (SO_2) là chất khí không màu, mùi hắc, nặng hơn không khí. SO_2 tan trong nước tạo thành dung dịch axit yếu sunfuro H_2SO_3 , SO_2 vừa là chất khử (tác dụng với brom...), vừa là chất oxi hoá (tác dụng $H_2S...$) ; Lưu huỳnh trioxit (SO_3) là chất lỏng không màu, tan vô hạn trong nước tạo thành axit H_2SO_4 và tan vô hạn trong axit sunfuaric. SO_3 là sản phẩm trung gian để sản xuất axit sunfuaric.

Tuần 28

Bài 33

Axit sunfuaric (H_2SO_4) là chất lỏng sánh như dầu, không màu, không bay hơi (H_2SO_4 98% có $D = 1,84 \text{ g/cm}^3$). Muốn pha loãng H_2SO_4 đặc phải rót từ từ axit vào nước. Axit sunfuaric loãng có những tính chất chung của axit. Axit sunfuaric đặc, nóng có tính oxi hoá rất mạnh. H_2SO_4 đặc còn có tính háo nước. H_2SO_4 là hoá chất hàng đầu dùng trong nhiều ngành sản xuất.

Sơ đồ sản xuất H_2SO_4



Phần lớn muối sunfat trung hoà đều tan, trừ $BaSO_4$, $SrSO_4$, $PbSO_4$.

Thuốc thử nhận biết ion SO_4^{2-} là dung dịch muối bari.

Tuần 29

Bài 34. Luyện tập

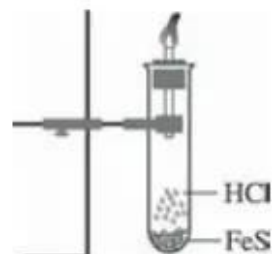
Nguyên tố \ Tính chất	O	S
Cấu hình electron nguyên tử	$1s^2 2s^2 2p^4$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
Độ âm điện	3,5	2,5
Tính chất hoá học	Tính oxi hoá rất mạnh	Tính oxi hoá mạnh. Tính khử

Trạng thái oxi hoá	²	⁺⁴	⁺⁶
Hợp chất	H_2S	SO_2	SO_3, H_2SO_4
Tính chất	Tính khử	Tính khử Tính oxi hoá	Tính oxi hoá

Tuần 30

Bài 35. Bài thực hành 5

Làm 3 thí nghiệm : Điều chế và chứng minh tính khử của hidro sunfua ; Tính khử của SO_2 ($SO_2 + Br_2$) ; Tính oxi hoá của SO_2 ($SO_2 + H_2S$) ; Tính oxi hoá của H_2SO_4 đặc ($H_2SO_4 + Cu$).



Kiểm tra viết

Tuần 31

Bài 36

Tốc độ phản ứng là độ biến thiên nồng độ của một trong các chất phản ứng hoặc sản phẩm trong một đơn vị thời gian. Nồng độ, áp suất, nhiệt độ, diện tích bề mặt tăng, tốc độ phản ứng tăng. Chất xúc tác là chất làm tăng tốc độ của phản ứng nhưng còn lại sau khi phản ứng kết thúc. Tùy theo từng phản ứng mà vận dụng một, một số hay tất cả các yếu tố ảnh hưởng để tăng tốc độ phản ứng.

Tuần 32

Bài 37. Bài thực hành 6

Làm thí nghiệm chứng minh ảnh hưởng của các yếu tố nồng độ, nhiệt độ, diện tích bề mặt chất rắn đến tốc độ phản ứng.

Bài 38. Phần 1

Phản ứng chỉ xảy ra theo một chiều từ trái sang phải gọi là phản ứng một chiều. Phản ứng xảy ra theo hai chiều trái ngược nhau gọi là phản ứng thuận nghịch.

Cân bằng hoá học là trạng thái của phản ứng thuận nghịch khi tốc độ phản ứng thuận bằng tốc độ phản ứng nghịch.

Tuần 23

Bài 38. Phần 2

Sự chuyển dịch cân bằng hoá học là sự di chuyển từ trạng thái cân bằng này sang trạng thái cân bằng khác do tác động của các yếu tố từ bên ngoài lên cân bằng.

Nguyên lí dịch chuyển cân bằng Lơ Sa-tơ-li-ê : Một phản ứng thuận nghịch đang ở trạng thái cân bằng khi chịu một tác động từ bên ngoài như biến đổi nồng độ, áp suất, nhiệt độ thì cân bằng sẽ chuyển dịch theo chiều làm giảm tác động bên ngoài đó.

Chất xúc tác không ảnh hưởng đến cân bằng hoá học, nó chỉ có tác dụng làm cho cân bằng được thiết lập nhanh chóng hơn.

Bài 39. Luyện tập, phần 1

Củng cố kiến thức về tốc độ phản ứng và cân bằng hoá học.

Tuần 34

Bài 39. Phần 2 và ôn tập học kì II

Rèn luyện vận dụng nguyên lí chuyển dịch cân bằng Lơ Sa-tơ-li-ê cho các cân bằng hoá học.

Tuần 35

Ôn tập học kì II và kiểm tra học kì II.