



«اللهم عجل لوليک الفرج»



تقدیم به محضر مبارک عالم آل نبی ،  
حضرت ولی عصر (عج) و همه  
جویندگان علم و دانش

شیمی عمومی ۲

گرد آورندگان: دکتر نادر بهرامی فر،  
امید یزدانی

# شیمی عمومی ۲

## منابع :

۱ - شیمی عمومی ( ۲ ) ، ترجمه دکتر اعظم رحیمی ، دانشگاه پیام نور

۲ - شیمی عمومی ۲ چارلز موتیمر، ترجمه عیسی یاوری، ویرایش ششم  
انتشارات علوم دانشگاهی

۳- شیمی عمومی با نگرش کاربردی تالیف اسمیت ، اسموت ، پرایس  
ترجمه دکتر علی سیدی ، مرتضی خلخالی ، جلد سوم انتشارات فاطمی

<http://www.asia-arsenic.jp>

منابع اینترنتی :

<http://www.webelements.com>

<http://www.cwx.prenhall.com>

<http://www.wps.prenhall.com>



منبع تصاویر از google ✓





تدریس  
شیمی  
عمومی ۲



# در این درس مطالب زیر ارائه می شود :

فصل اول : نظریه های اسید \_ باز

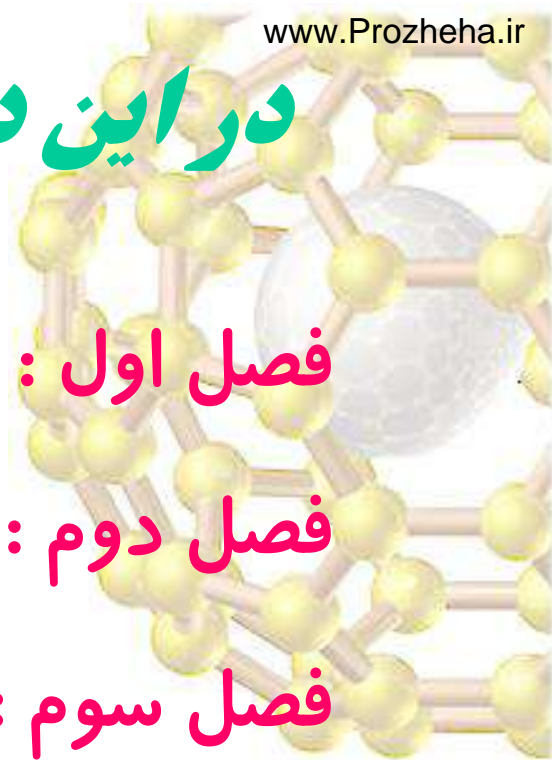
فصل دوم : تعادل های یونی

فصل سوم : الکتروشیمی

فصل چهارم : فلزات

فصل پنجم : نافلزات

فصل ششم : ترکیبات کمپلکس





۱-۱ نظریه های اسید باز

۱-۲ مفهوم اسید مزدوج و باز مزدوج

۱-۳ قدرت اسیدی و باز در نظریه برونستد

۱-۴ انیدرید های اسیدی و بازی

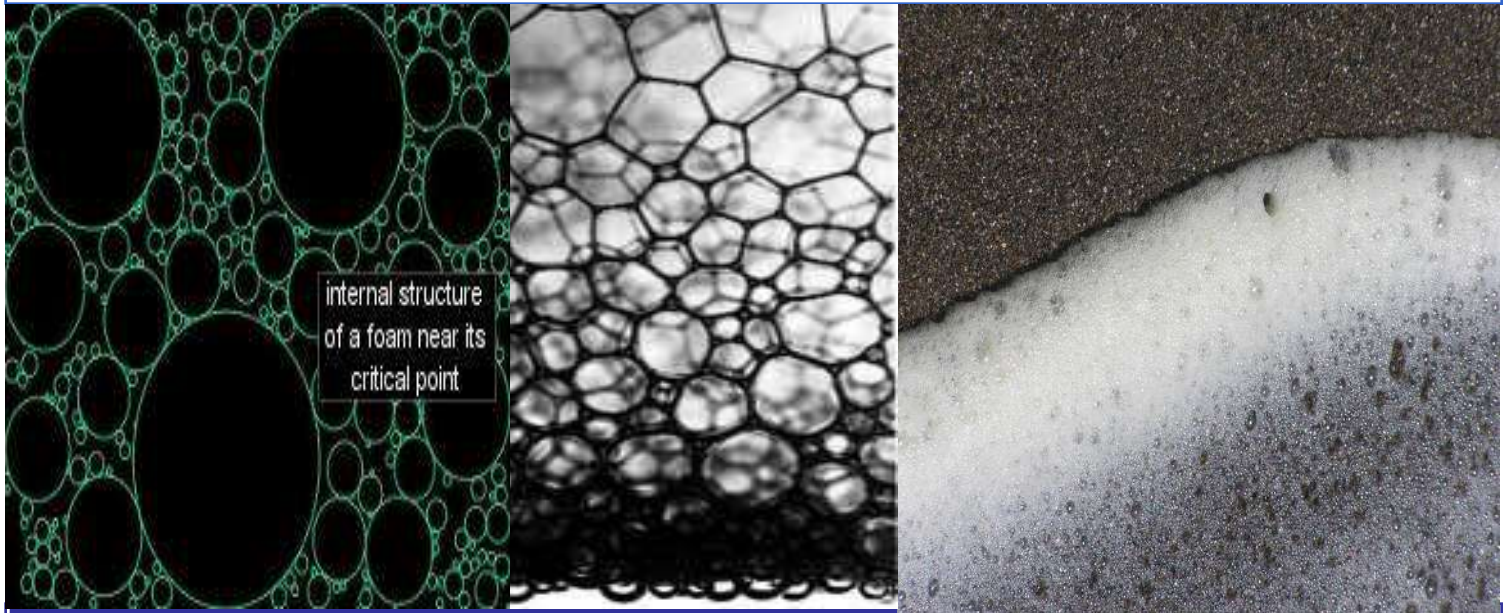
۱-۵ نمک ها



# فصل اول

نظریه های اسید و باز

آیا هیچ سعی کرده‌اید که با دستهای صابونی چیزی را بردارید؟  
صابون دستهای شما را لیز می‌کند چون نوعی محلول بازی پدید  
می‌آورد، و بازها باعث این لیزی می‌شوند. اگر بخواهیم صابون را  
بچشیم، تلخ مزه است. و این خود ویژگی دیگری از بازهاست. اما،  
لیموناد ترش مزه است. زیرا اسید دارد. ترش مزه بودن از ویژگیهای  
فیزیکی اسیدهاست.

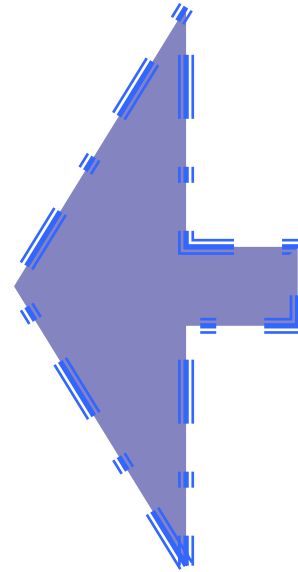


از میان ۱۰۰ ماده‌ای که مهمترین مواد شیمیایی را تشکیل می‌دهند  
هفت ماده اسید، ۳ ماده باز و ۱۲ ماده نوعی محصول، معروف به نمک  
است. مصرف سالانه بسیاری از این مواد میلیونها تن است.





- ۱ - نظریه آرنیوس
- ۲ - نظریه برونستد و لوری
- ۳ - نظریه لوویس

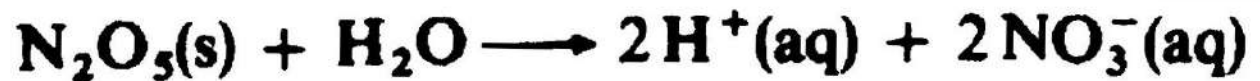


۱-۱ نظریه های اسید و باز



نظریه آرنیوس:

در مفهوم آرنیوس ماده ایی که در آب تولید  $H^+(aq)$  نماید اسید است.



نظریه های اسید و باز



در مفهوم آرنیوس ماده ایی که در آب تولید  $OH^{-}$  (aq) نماید باز است .



نظریه برونستد :

بر اساس تعریف برونستد و لوری اسید ماده ایی است که پروتون از دست می دهد و باز ماده ایی است که پروتون از دست می دهد .



↑  
اسید ۱

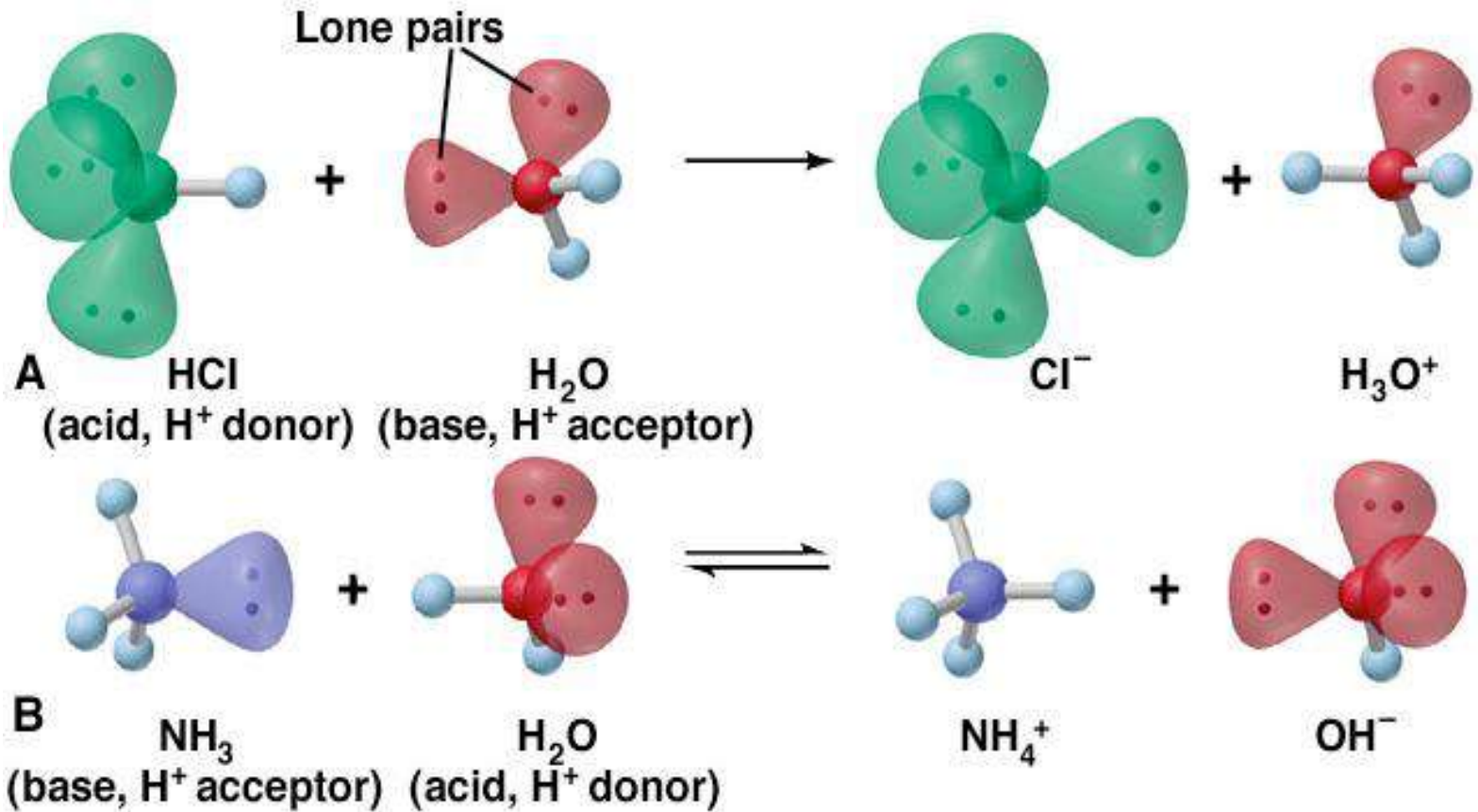
↑  
باز ۱

↑  
اسید ۲

↑  
باز ۲



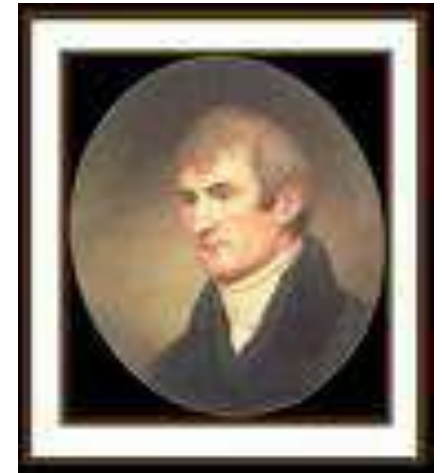
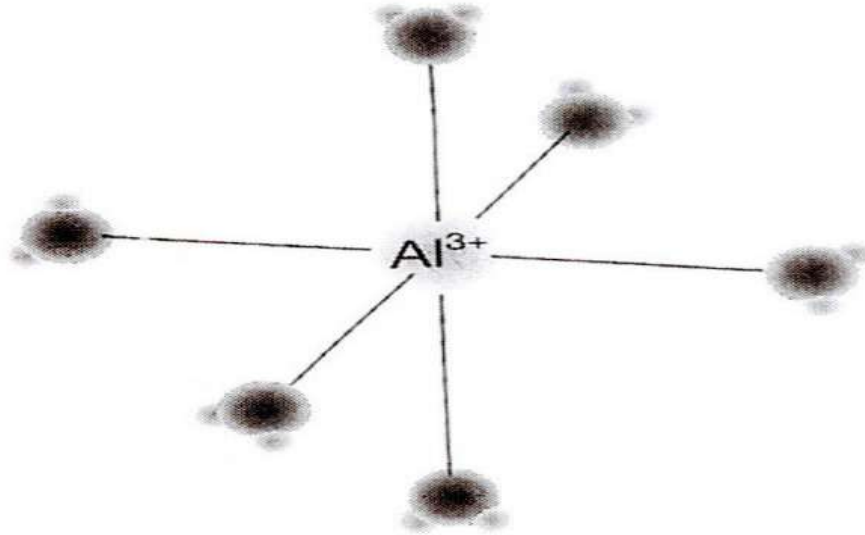
# Brønsted-Lowry Acid-Base Reaction



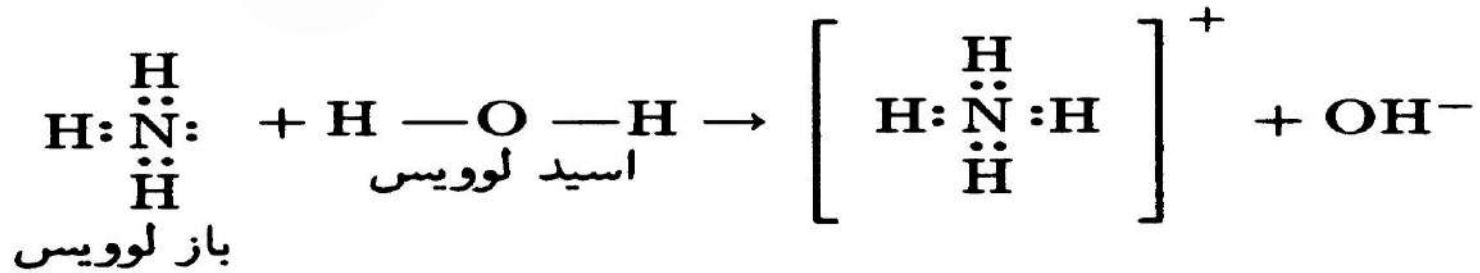
نظریه های اسپر و باز



مطابق نظریه لوویس باز ماده ایی است که زوج الکترون غیر پیوندی و اسید ماده ایی است که اوریتال خالی را در اختیار می گذارد و پیوند کووالانسی نتیجه می شود .

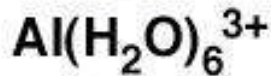
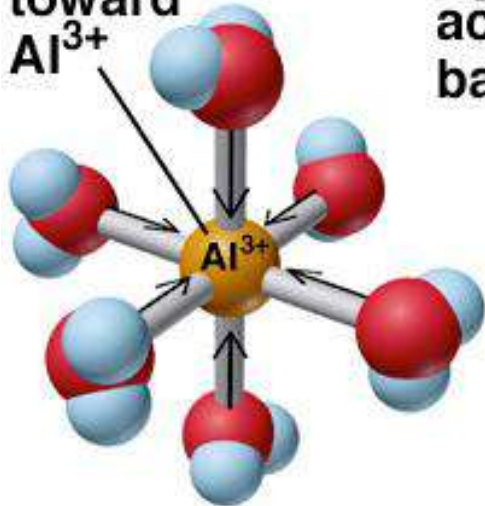


یون  $Al^{3+}$  با پذیرفتن جفت الکترون از مولکولهای آب و تشکیل کمپلکس هشت وجهی  $[Al(H_2O)_6]^{3+}$ ، نقش اسید لوویس را ایفا می کند.

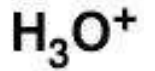
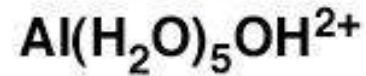
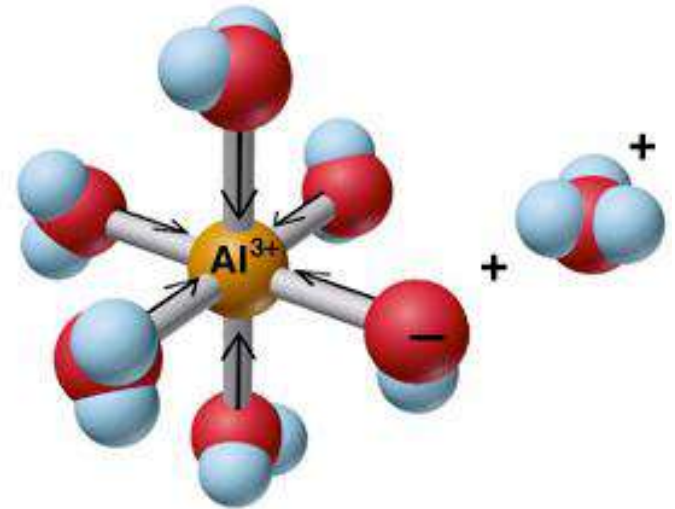
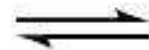
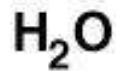


# Acidic Behavior of the Hydrated $\text{Al}^{3+}$ Ion

Electron density drawn toward  $\text{Al}^{3+}$



Nearby  $\text{H}_2\text{O}$  acts as base



نظریه های اسپین و باز





## خلاصه تئوریهای اسید - باز

تئوری	تعریف اسید	تعریف باز
آرنیوس	مادهای که یونهای $H^+$ در محلول آبی آزاد می‌کند.	مادهای که یونهای $OH^-$ در محلول آبی آزاد می‌کند.
برونستد - لوری	مادهای که پروتون در اختیار قرار می‌دهد.	مادهای که پروتون می‌پذیرد.
لوویس	مادهای که جفت الکترون می‌پذیرد.	مادهای که جفت الکترون در اختیار قرار می‌دهد.

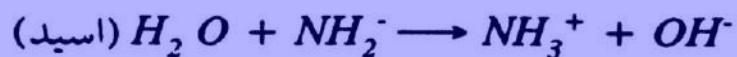


شیمیدان سوئدی سوانت آرنیوس (Svante Arrhenius) (۱۸۵۹ - ۱۹۲۷) بسیاری از ایده‌های اولیه درباره تفکیک یونی در محلولها را فرمولبندی کرد. در وهله نخست، عقاید وی پذیرفته نشد؛ در واقع وی پایینترین نمره ممکن در امتحان Ph.D. را دریافت کرد. در ۱۹۰۳ آرنیوس، به دلیل عقاید انقلابی، جایزه نوبل را در شیمی برد. وی یکی از نخستین دانشمندانی بود که وجود رابطه‌ای را در بین مقدار کربن دیوکسید موجود در اتمسفر و دمای کره زمین پیشنهاد کرد، پدیده‌ای که امروز به نام اثر گلخانه‌ای شناخته شده است.

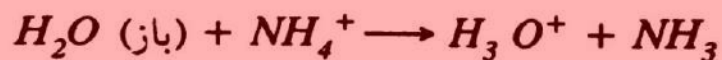


با به کار بردن معادله‌های شیمیائی به طور مختصر شرح دهید که ترکیب  $H_2O$  را چگونه الف) مفهوم آرنیوس ب) مفهوم برونستد - لاری ج) مفهوم لوویس طبقه بندی کنید.

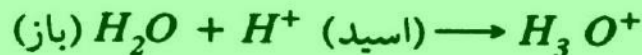
الف) مطابق نظریه آرنیوس آب نه اسید است نه باز. ب) مطابق نظریه برونستد - لاری آب یک ماده آمفوتر است یعنی هم اینکه می تواند به عنوان یک اسید عمل کند به صورت زیر



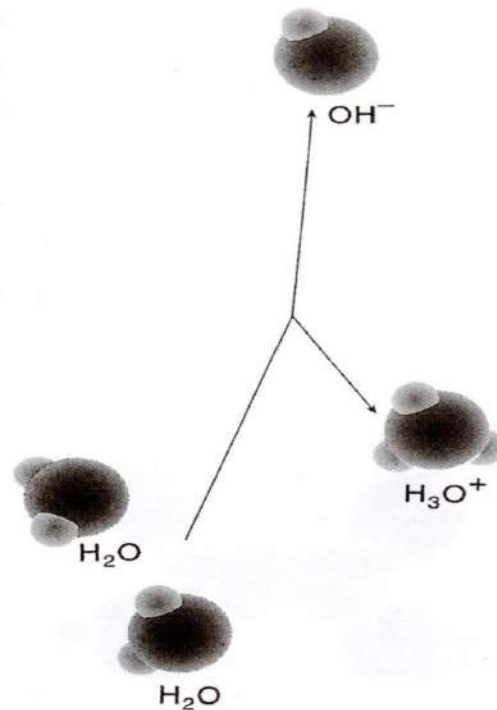
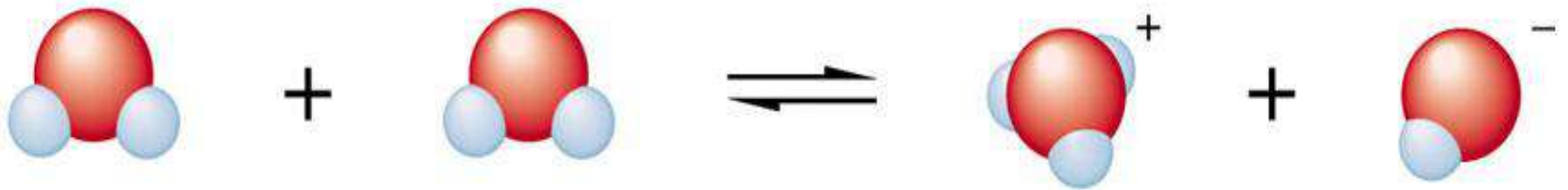
و هم می تواند به عنوان یک باز عمل نماید.



ج) مطابق نظریه لوویس آب به علت داشتن زوج الکترونهاى غیر پیوندی می تواند به عنوان یک باز عمل نماید و آنرا در تشکیل پیوند کووالانسی با یک اسید به اشتراک گذارد.



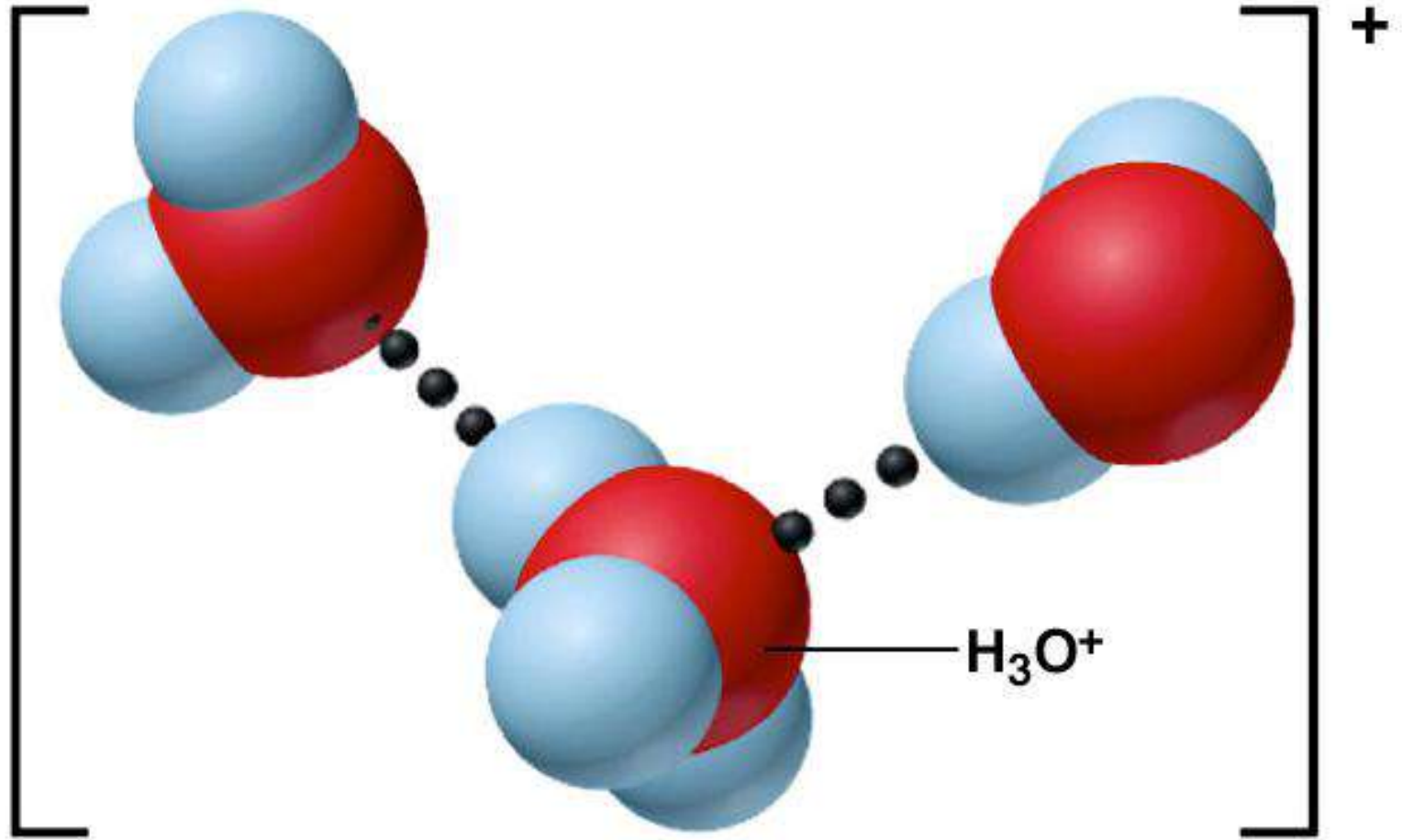
# واکنش دو مولکول آب در نظریه پروتستد و لوری



نظریه های اسید و باز



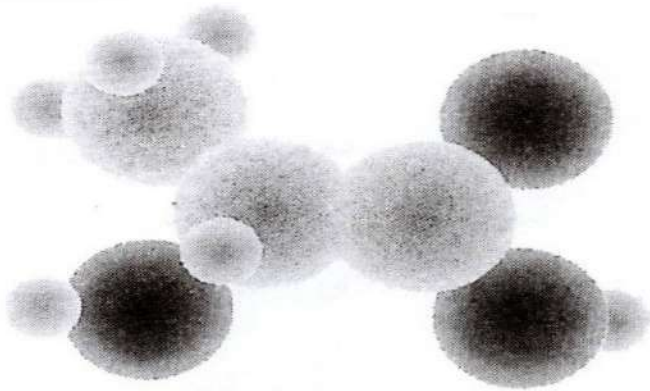
تولید  $H_3O^+$  در واکنش دو مولکول آب .



نظریه های اسید و باز







لاکتیک اسید نوعی کربوکسیلیک اسید است. در دمای اتاق جامد است و در طبیعت به فراوانی یافت می‌شود. طعم ترش ماست، مزه ترش ترشی کلم یا طعم اسیدی عرق بدن همگی ناشی از لاکتیک اسید است.

ساختمان اسید لاکتیک ←



ترشح اسید لاکتیک در بدن سبب گرفتگی عضلات می‌شود . →

نظریه های اسید و باز



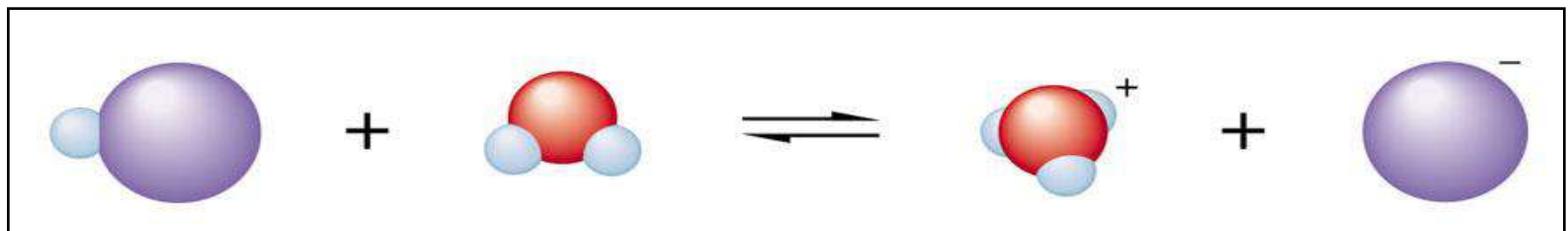


# ۱-۲ مفهوم اسید مزدوج و باز مزدوج

یک زوج اسید - باز را که رابطه تعویض پروتون را دارند ، یک زوج مزدوج نامند .

باز مزدوج یک اسید ، ذره باقی مانده حاصل از آزاد شدن پروتون از آن اسید است .

اسید مزدوج یک باز هنگامی پدید می آید که باز یک پروتون از اسید می پذیرد .



اسید

باز

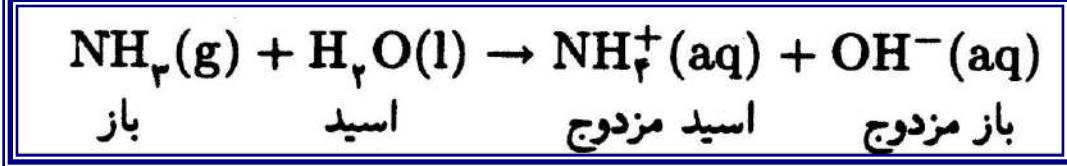
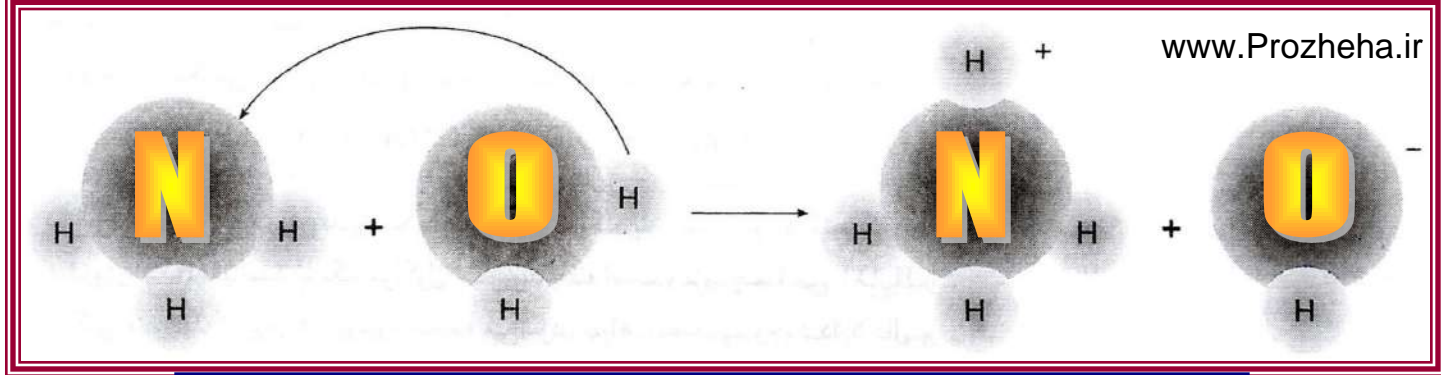
اسید مزدوج

باز مزدوج





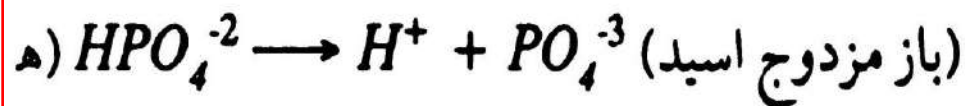
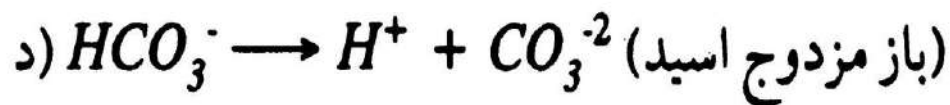
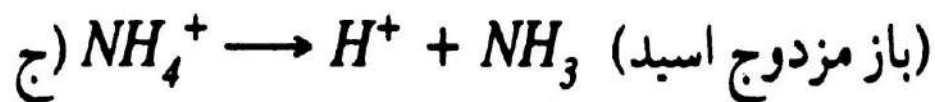
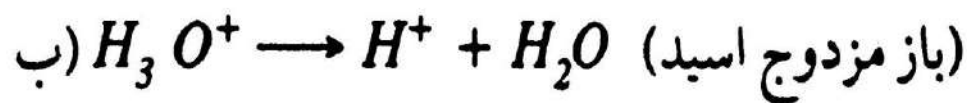
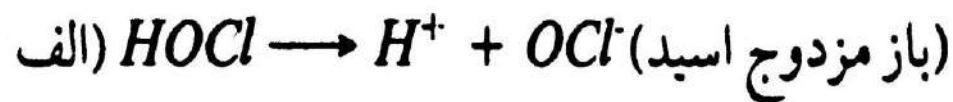
نظریه های اسید و باز



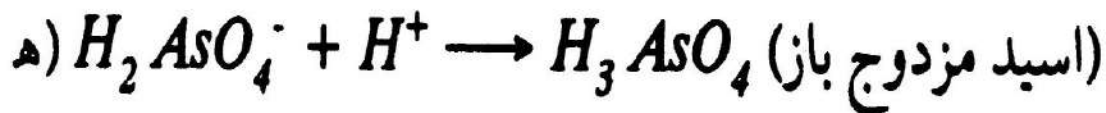
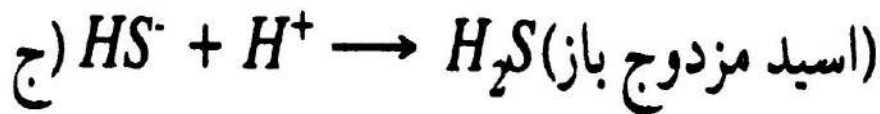
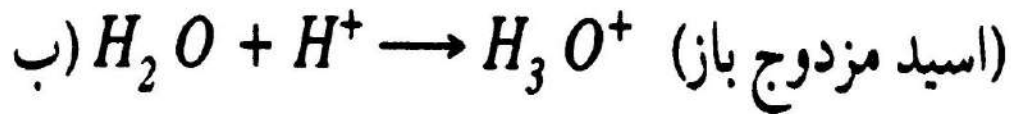
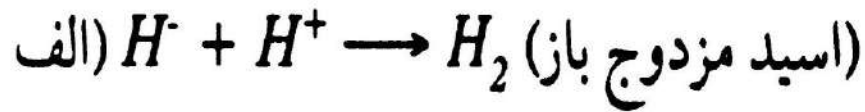
بازها و اسیدهای مزدوج آنها			
نام اسید مزدوج	اسید مزدوج	نام باز	باز
استیک اسید	$\text{CH}_3\text{COOH}$	یون استات	$\text{CH}_3\text{COO}^-$
یون آمونیم	$\text{NH}_4^+$	آمونیاک	$\text{NH}_3$
یون هیدروژن کربنات	$\text{HCO}_3^-$	یون کربنات	$\text{CO}_3^{2-}$
هیدروسیانیک اسید	$\text{HCN}$	یون سیانید	$\text{CN}^-$
فسفریک اسید	$\text{H}_3\text{PO}_4$	یون دی هیدروژن فسفات	$\text{H}_2\text{PO}_4^-$
یون هیدرازینیوم	$\text{H}_2\text{NNH}_3^+$	هیدرازین	$\text{H}_2\text{NNH}_2$
سولفوریک اسید	$\text{H}_2\text{SO}_4$	یون هیدروژن سولفات	$\text{HSO}_4^-$
آب	$\text{H}_2\text{O}$	یون هیدروکسید	$\text{OH}^-$
نیتریک اسید	$\text{HNO}_3$	یون نیترات	$\text{NO}_3^-$
پرکلریک اسید	$\text{HClO}_4$	یون پرکلرات	$\text{ClO}_4^-$
یون هیدروژن سولفید	$\text{HS}^-$	یون سولفید	$\text{S}^{2-}$
یون هیدرونیوم	$\text{H}_3\text{O}^+$	آب	$\text{H}_2\text{O}$

باز مزدوج الف)  $HOCl$  (ب)  $H_3O^+$  (ج)  $NH_4^+$  (د)  $HCO_3^-$  (ه)  $HPO_4^{2-}$  را

بنویسید.



اسید مزدوج: الف)  $H^-$  (ب)  $H_2O$  (ج)  $HS^-$  (د)  $NH_3$  (ه)  $H_2AsO_4^-$  را بنویسید:

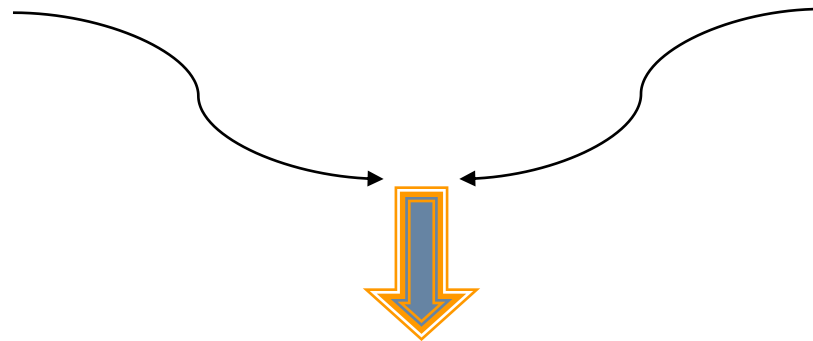


# ۱-۲ قدرت اسیدی و بازی در نظریه برونستد

قدرت یک اسید بر مبنای تعریف برونستد با میل آن اسید برای دادن پروتون و قدرت یک باز با میل آن باز برای پذیرش پروتون تعیین می شود .

و باز مزدوج آن میل ناچیزی برای از دست دادن پروتون دارد .

اسید قوی میل زیادی برای از دست دادن پروتون دارد .



هر چه اسید قوی تر باشد :



باز مزدوج آن ضعیف تر است .

نظریه های اسید و باز





## Conjugate Pair



## Conjugate Pair

و اسید مزدوج آن به آسانی  
پروتون از دست نمی دهد .

باز قوی با قدرت زیادی  
پروتون ها را حفظ می کند .

هر چه باز قوی تر باشد

اسید مزدوج آن ضعیف تر است .

نظریه های اسید و باز





نظریه های اسید و باز

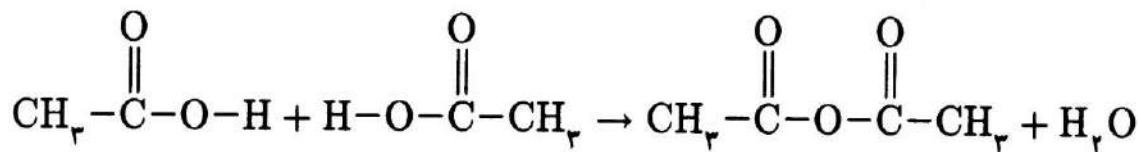
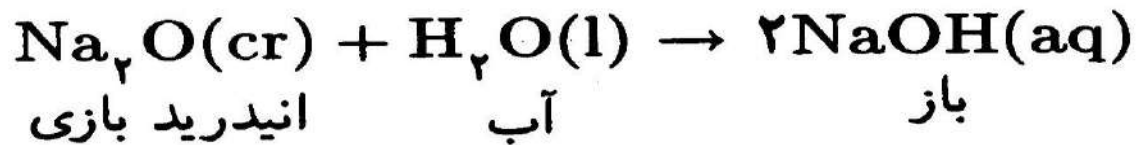
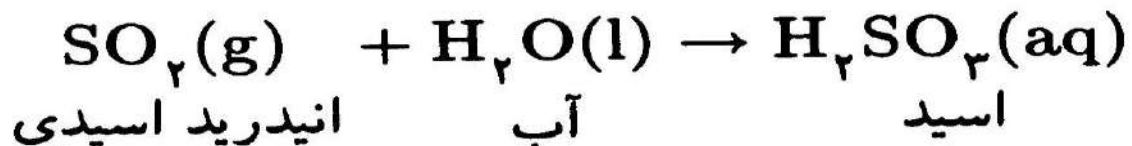
# Strengths of Conjugate Acid-Base Pairs



	ACID	BASE	
Strong	HCl	Cl <sup>-</sup>	Negligible
	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	
	HNO <sub>3</sub>	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	
	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	H <sub>2</sub> O	
	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	
Weak	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	HSO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Weak
	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	
	HF	F <sup>-</sup>	
	CH <sub>3</sub> COOH	CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	
	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	
	H <sub>2</sub> S	HS <sup>-</sup>	
	HSO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	
	H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	
	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	NH <sub>3</sub>	
	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	
Negligible	HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	Strong
	H <sub>2</sub> O	OH <sup>-</sup>	
	HS <sup>-</sup>	S <sup>2-</sup>	
	OH <sup>-</sup>	O <sup>2-</sup>	

انیدرید به معنای بدون آب است .

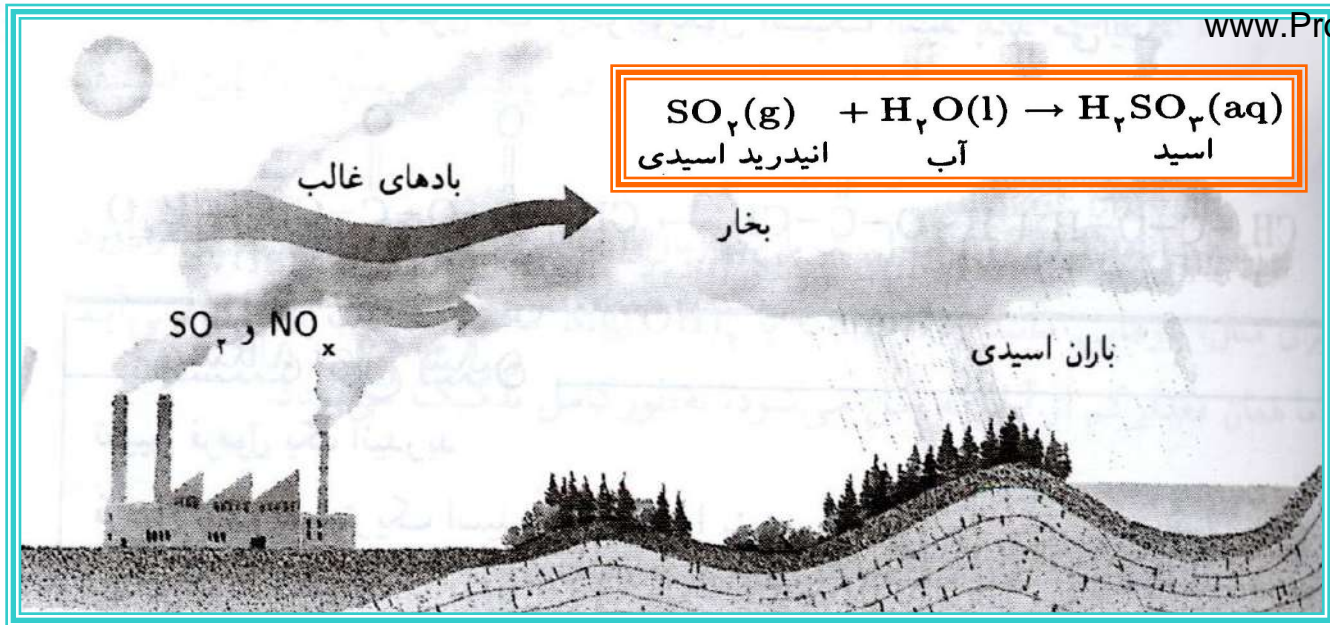
بنابراین انیدریدها ، اسیدها و بازهایی هستند که آب از دست می دهند .



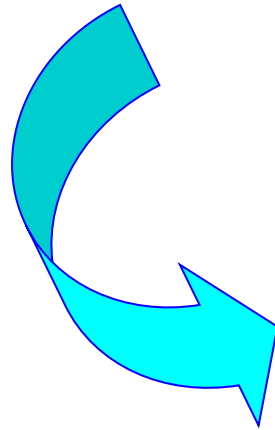
استیک انیدرید







نظریه های اسید و باز



خرابی بناها ناشی از  
باران های اسیدی

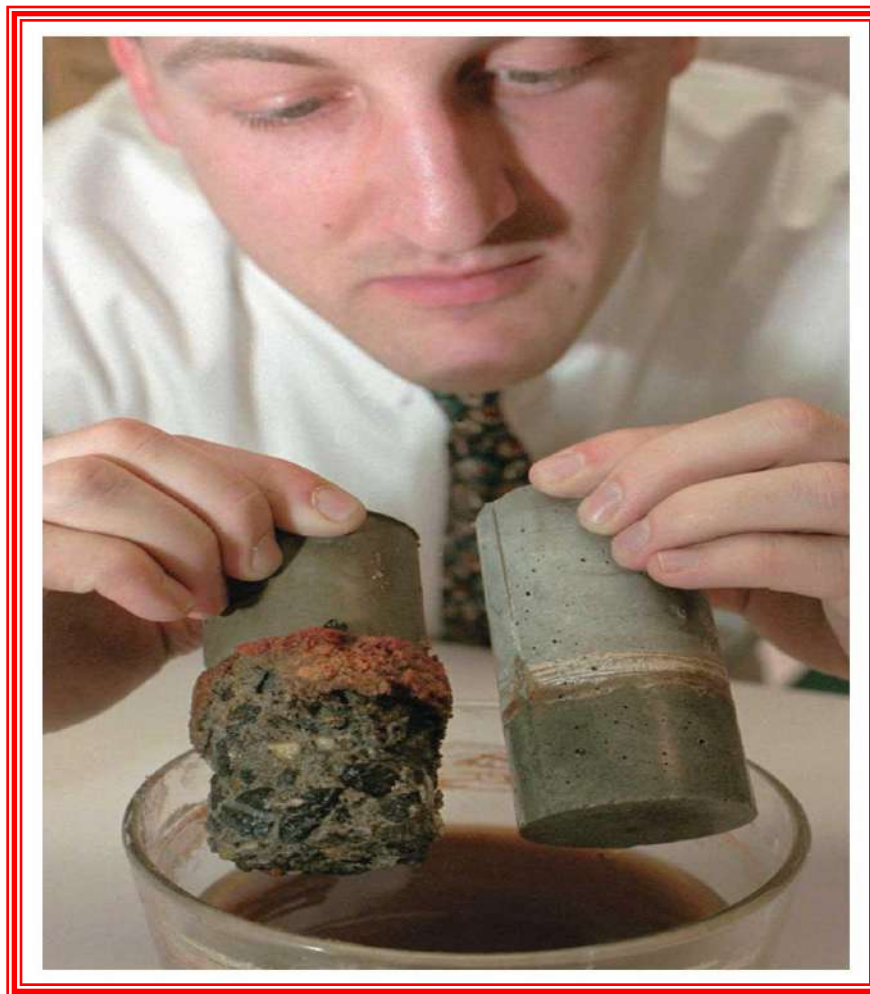


# ابداعات و اختراعاتی جهت مقابله با باران های اسیدی

شکل استوانه ای سمت راست تصویر ، فرم جدیدی از بتون به نام

**( Zeo tech )** است که قادر می باشد به مدت **۳۰ روز**

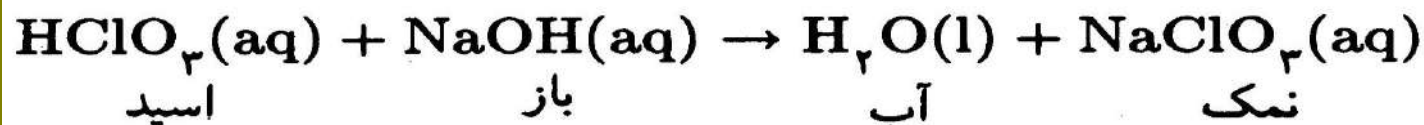
در اسید سولفوریک بدون اثر خوردگی باقی بماند .



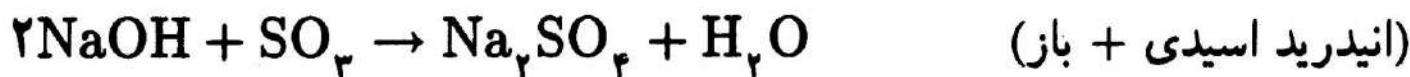
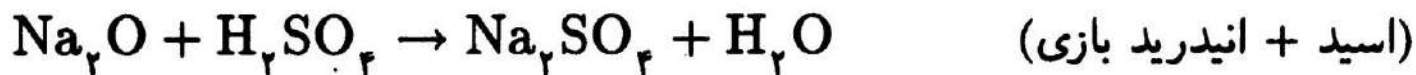
نظریه های اسپر و باز



نمک ترکیبی متبلور است که از یون منفی یک اسید و یون مثبت یک باز به وجود آمده است .



نمک از واکنش انیدریدهای اسیدی و بازی نیز تولید می شود .





توجه کنید که :

- ۱ - آب در این واکنش تنها زمانی ایجاد می شود که اسید و باز ، از نظریه آرنیوس پیروی کنند .
- ۲ - از واکنش میان دو انیرید آب تولید نمی شود .



بازی

نمک ها

اسیدی

در آب مهلول بازی  
پدید می آورند .

در آب مهلول اسیدی  
پدید می آورند .

نظریه های اسید و باز



# فهرست مطالب فصل دوم

۱-۲ معادلات یونی

۲-۲ الکترولیت های قوی و ضعیف

۳-۲ ثابت یونش

۴-۲ درصد یونش

۵-۲ یونش آب

۶-۲ مقیاس pH

# ادامه فهرست مطالب :

۲-۷ شناساگرها

۲-۸ بافرها

۲-۹ اثر یون مشترک

۲-۱۰ اسیدهای چند پروتونی

۲-۱۱ تیتراسیون



۲-۱۲ ثابت حاصل ضرب انحلال پذیری

۲-۱۳ حاصل ضرب یونی

۲-۱۴ تعادل یون های کمپلکس

۲-۱۵ آمفوترها

ادامه فهرست مطالب:

# فصل دوم



wasteland

Készítette: maz

تعداد های یونی

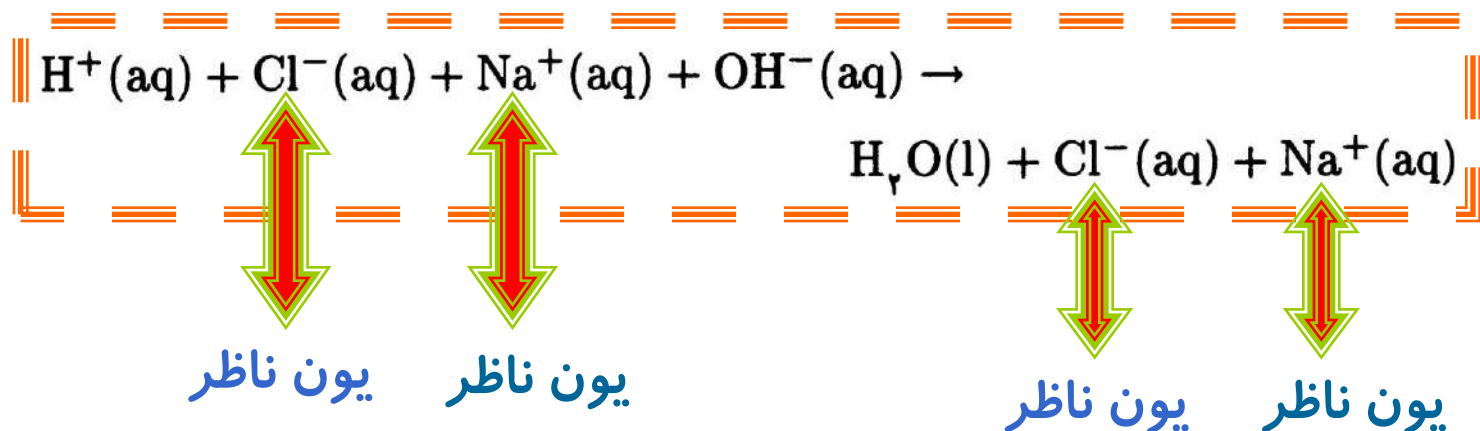


## ۱-۲ معادلات یونی

معادله واکنش هایی که در آب صورت می گیرند ، معمولا به صورت یونی نوشته می شود .

### یون ناظر :

یون هایی که در محلول حضور دارند ، ولی در واکنش شرکت داده نمی شوند .

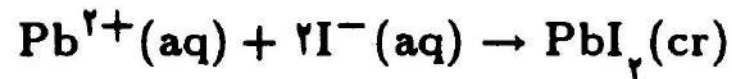




معادله یونی خالص تشکیل

رسوب سرب (II) یدید به وسیله واکنش محلولهای

سرب (II) نیترات و سدیم یدید به صورت زیر است:



سدیم و نیترات یونهای ناظر هستند.





## شیمی در زندگی روزمره

### پختن نان: یک واکنش اسید - باز

آب دارد اضافه شود، اسید و باز واکنش می دهند. گاهی از بکینگ پودر با کنش دوگانه استفاده می شود. این بکینگ پودر دو نوع اسید دارد که با جوش شیرین مخلوط شده است. نخستین اسید مانند تارتریک اسید با جوش شیرین در دمای اتاق واکنش می دهد و به محض اضافه شدن به خمیر مایه حبابهای کوچکی پدید می آید. پس از مدتی، اسید دوم که معمولاً سدیم آلومینیم سولفات است، در حالی که خمیر مایه در اجاق است با باقیمانده جوش شیرین واکنش می دهد. این کنش دوگانه موجب پیدایش شیرینی لطیف تر می شود.



جوش شیرین و پودر آشپزی یک واکنش خنثی شدن اسید-باز به وجود می آورند که به پیدایش شیرینی سبک لطیفی منجر می شود. این تغییر چگونه روی می دهد؟

جوش شیرین، سدیم هیدروژن کربنات،  $\text{NaHCO}_3$  است که محلول آبی آن بازی است. وقتی این ماده همراه با خمیر مایه شیرینی پزی که اجزای اسیدی دارد، استفاده می شود یک واکنش اسید - باز روی می دهد و گاز کربن دیوکسید آزاد می شود. اجزای اسیدی مایه شیرینی پزی می تواند موادی همچون ماست، خامه ترش، آبلیمو، کرم تارتار یا سرکه باشد. گاز کربن دیوکسید حاصل در مایه مزبور به دام می افتد و باعث می شود خمیر مایه هنگام پختن بالا بیاید.

هرگاه مایه شیرینی فاقد ترکیبات اسیدی باشد، یا شیرینی لطیف تری لازم باشد، از بکینگ پودر استفاده می شود. بکینگ پودر مخلوطی از جوش شیرین، یک اسید خشک همچون کرم تارتار یا تارتریک اسید و نشاسته است تا مخلوط خشک نگه داشته شود. هرگاه بکینگ پودر به مایه شیرینی پزی که

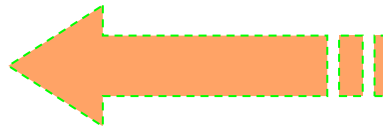


## ۲-۲ الکترولیت های قوی و الکترولیت های ضعیف

الکترولیت های قوی ، به طور کامل در محلول آبی یونیده می شوند .



مولکول های حل شده با  
یون های خود در حال  
تعداد اند .



الکترولیت های ضعیف ، در  
محلول آبی به طور ناقص  
یونیده می شوند .





ثابت یونش برای اسید های ضعیف



۲-۳ ثابت یونش ( ثابت تفکیک )

ثابت یونش برای بازهای ضعیف

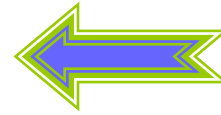
**الف : ثابت  $K_a$  ( ثابت تفکیک اسید )**

اسید استیک به میزان بسیار کم در آب یونیده می شود .





$$K_{eq} = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH][H_2O]}$$



ثابت تعدادل واکنش یونیده  
شدن اسید استیک

چون  $[H_2O]$  ثابت است ، حاصل ضرب ثابت تعدادل و غلظت آب  $(K_{eq}[H_2O])$  ثابت جدیدی به وجود می آورد . این ثابت جدید را ثابت یونش می نامند و آن را با نماد  $K_a$  مشخص می کنند .

$$K_{eq}[H_2O] = \frac{[H_3O^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

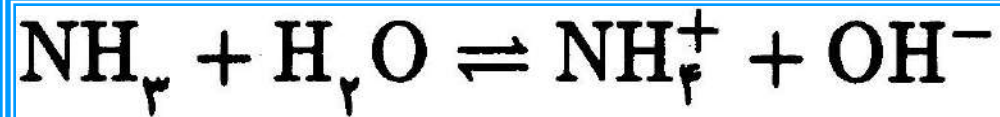
$$K_a = \frac{[H_3O^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$



# تعداد های یونی

ب: ثابت  $K_b$  ( ثابت تفکیک باز )

آمونیاک یک باز ضعیف است که با آب به صورت زیر واکنش می دهد .



ثابت یونش آمونیاک به این صورت می باشد :

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

در آبگیر آمازون، مورچه های گزنده به فراوانی یافت می شوند. این مورچه ها فرمیک اسید تولید می کنند. مقدار این اسید ممکن است به اندازه ای باشد که جویبارها را آلوده کند. نام این اسید از کلمه فرمیکا به معنی مورچه گرفته شده است.



A leaf-cutter ant carrying a leaf to its colony



### Values of $K_a$ for Some Common Monoprotic Acids

Formula	Name	Value of $K_a$
$\text{HSO}_4^-$	Hydrogen sulfate ion	$1.2 \times 10^{-2}$
$\text{HClO}_2$	Chlorous acid	$1.2 \times 10^{-2}$
$\text{HC}_2\text{H}_2\text{ClO}_2$	Monochloroacetic acid	$1.35 \times 10^{-3}$
$\text{HF}$	Hydrofluoric acid	$7.2 \times 10^{-4}$
$\text{HNO}_2$	Nitrous acid	$4.0 \times 10^{-4}$
$\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$	Acetic acid	$1.8 \times 10^{-5}$
$[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$	Hydrated aluminum(III) ion	$1.4 \times 10^{-5}$
$\text{HOCl}$	Hypochlorous acid	$3.5 \times 10^{-8}$
$\text{HCN}$	Hydrocyanic acid	$6.2 \times 10^{-10}$
$\text{NH}_4^+$	Ammonium ion	$5.6 \times 10^{-10}$
$\text{HOC}_6\text{H}_5$	Phenol	$1.6 \times 10^{-10}$

↑  
Increasing acid strength



### Values of $K_b$ for Some Common Weak Bases

Name	Formula	Conjugate Acid	$K_b$
Ammonia	$\text{NH}_3$	$\text{NH}_4^+$	$1.8 \times 10^{-5}$
Methylamine	$\text{CH}_3\text{NH}_2$	$\text{CH}_3\text{NH}_3^+$	$4.38 \times 10^{-4}$
Ethylamine	$\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$	$\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+$	$5.6 \times 10^{-4}$
Aniline	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+$	$3.8 \times 10^{-10}$
Pyridine	$\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$	$\text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+$	$1.7 \times 10^{-9}$





## مثال

غلظت یون هیدرونیوم محلول  $M$  ۰٫۱۰۰ فرمیک اسید،  $\text{HCOOH}$  چقدر است؟  
 $K_a$  فرمیک اسید برابر  $1.77 \times 10^{-4}$  است.



## ۲-۴ درصد یونش (درجه تفکیک $\alpha$ )

هنگامی که یک اسید ضعیف یا باز ضعیف در آب حل شود، به مقدار بسیار کم یونیده می شود.

درصد یونش یک محلول  $M$   $0,100$  فرمیک اسید را که غلظت یون هیدرونیوم آن  $M$   $4,21 \times 10^{-3}$  است، حساب کنید.

>> مثال

راه حل:

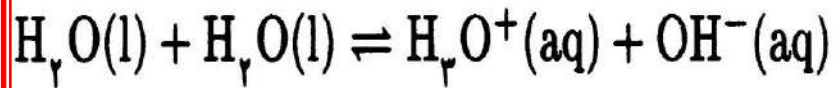
$$\begin{aligned} \text{درصد یونش} &= \frac{[\text{مقدار یونیده شده}]}{[\text{اسید اولیه}]} \times \%100 \\ &= \frac{4,21 \times 10^{-3} M}{0,100 M} \times \%100 = \%4,21 \end{aligned}$$



## ۲-۵ یونش آب

آب خالص ، الکترولیت بسیار ضعیفی است و بر اساس معادله زیر یونیده می شود .

آمپرسنج حساس

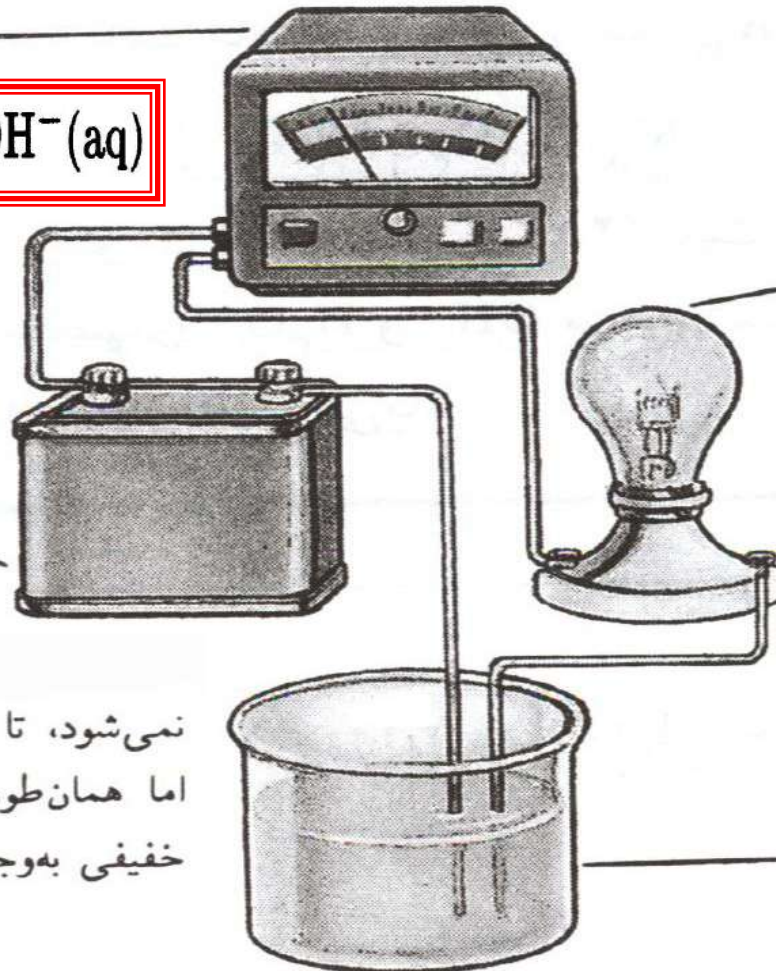


باتری

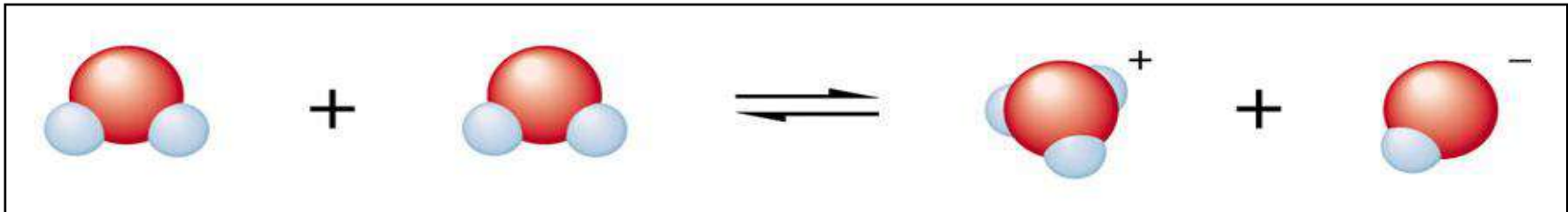
لامپ  
(خاموش است)

آب خالص به اندازه کافی یونیده نمی شود، تا بتواند لامپ را در مدار روشن کند. اما همان طور که آمپرسنج نشان می دهد، جریان خفیفی به وجود می آید.

آب



## تعداد های یونی



$$K_{eq} = \frac{[H_3O^+][OH^-]}{[H_2O][H_2O]}$$

ثابت تعادل آب به صورت مقابل است :

آزمایشهای رسانایی نشان دادند که آب خالص  $1 \times 10^{-7}$  مول  $H_3O^+$  و همین مقدار  $OH^-$  به ازای هر لیتر در دمای اتاق دارد .

دما =  $25^{\circ}C$


$$K_{eq} = \frac{(1,000 \times 10^{-7})(1,000 \times 10^{-7})}{[H_2O]^2}$$




## تعداد های یونی



یک مول آب ۱۸ گرم جرم دارد. جرم یک لیتر آب خالص نیز ۱۰۰۰ گرم است.



$$[\text{H}_2\text{O}] = \frac{1 \text{ mol}}{18,0 \text{ g}} \left| \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ dm}^3} \right. = 55,6 \text{ mol/dm}^3$$



$$K_{\text{eq}} = \frac{(1,00 \times 10^{-7})(1,00 \times 10^{-7})}{(55,6)^2}$$



$$K_{\text{eq}} (55,6)^2 = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1,00 \times 10^{-14}$$



$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1,00 \times 10^{-14}$$



$$K_w = K_a \cdot K_b$$



## ۲-۶ مقیاس pH

### pH را مناسب نگاه داریم

برای پیشگیری از برخی مشکلات، pH آب استخر باید حدود ۷٫۴ تا ۷٫۶ نگاه داشته شود. قدرت اسیدی آب استخر باید به میزان کافی بالا باشد که از رشد جلبکها و باکتریها جلوگیری شود. در عین حال، باید به اندازه‌ای پایین باشد که مانع تحریک چشم و پوست شناگران شود. جلبکها عبور جریان آب را در تهویه‌ها مسدود می‌کنند و باعث به‌وجود آمدن بوی نامطبوعی می‌شوند. باکتریها باعث بیماری و عفونت چشم می‌شوند. اگر قدرت اسیدی آب خیلی کم باشد، اثر مواد ضد عفونی‌کننده، به‌ویژه سدیم هیپوکلریت کم می‌شود. قدرت اسیدی بسیار زیاد موجب از بین رفتن رویه دیواره داخلی استخر می‌شود. HCl و NaHSO<sub>4</sub> از مواد شیمیایی هستند که برای بالا بردن قدرت اسیدی به‌کار می‌روند، این مواد یونهای OH<sup>-</sup> اضافی را خنثی می‌کنند. سدیم کربنات برای خنثی کردن یونهای H<sub>2</sub>O<sup>+</sup> اضافی و کاهش قدرت اسیدی به‌کار می‌رود.

مقیاس  $pH$  معیاری است برای تعیین غلظت یون هیدرونیوم، و به عبارتی قدرت اسیدی محلول  $pH$  عبارت است از لگاریتم منفی  $[H_3O^+]$  که این جمله همواره مثبت است.

$$pH = -\log[H_3O^+]$$

$pH=7$  نمایان گر محلول خنثی می باشد .

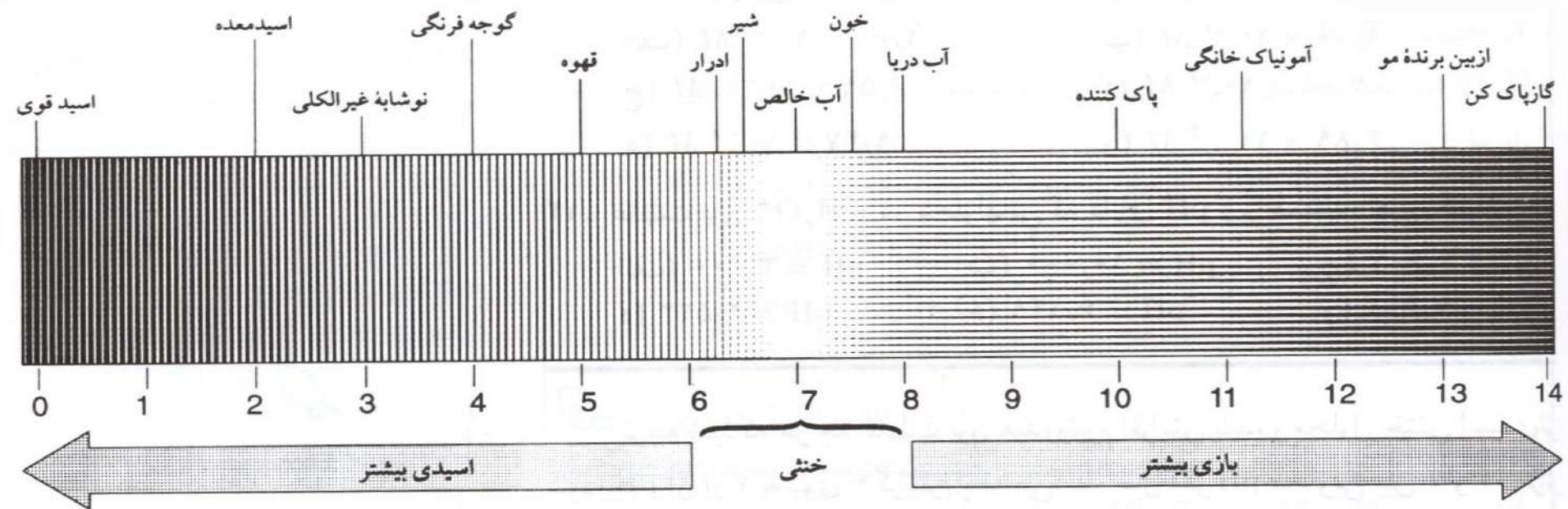
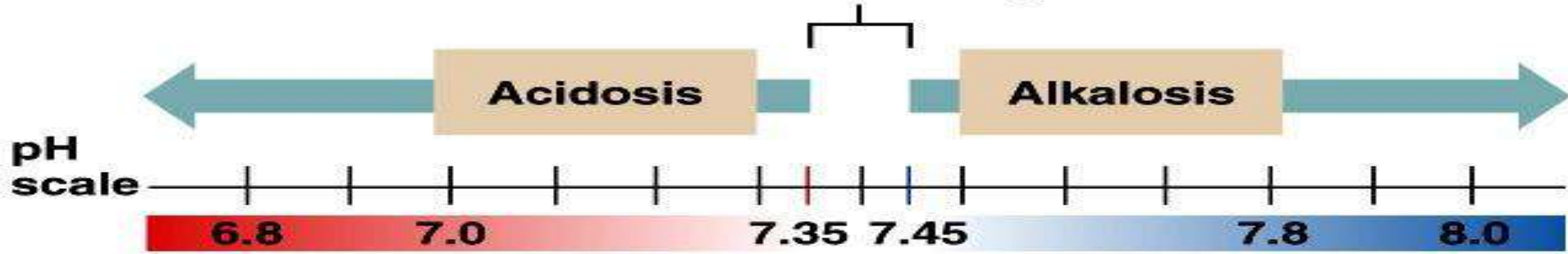
ارتباط شیمی با بهداشت ←

# تعادل های یونی



## pH of arterial blood

Normal pH range



## تعداد های یونی



بر اساس ثابت تفکیک آب داریم:

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1,00 \times 10^{-14}$$

$$\log ([H_3O^+][OH^-]) = \log 1,00 \times 10^{-14}$$

$$\log[H_3O^+] + \log[OH^-] = -14$$

$$-\log[H_3O^+] + (-\log[OH^-]) = 14$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

توجه کنید که هر چه غلظت یون هیدرونیوم افزایش یابد، و محلول خنثی اسیدی تر شود، pH آن از ۷ به سوی ۰ گرایش پیدا می‌کند. حال اگر pH محلولی بین ۷ و ۱۴ قرار بگیرد، محلول بازی است.





## مثال

اگر  $pOH$ ، یک محلول برابر  $11,700$  باشد، غلظت یون  $H_3O^+$  را تعیین کنید.  
راه حل:

$$pH = 14,000 - pOH = 14,000 - 11,700 = 2,300$$

$$pH = -\log[H_3O^+]$$

$$-2,300 = \log[H_3O^+]$$

$$0,700 - 3 = \log[H_3O^+]$$

$$5,01 \times 10^{-3} M = [H_3O^+]$$

$$K_a > K_b$$

$$pH < 7 \text{ (acidic)}$$

$$K_b > K_a$$

$$pH > 7 \text{ (basic)}$$

$$K_a = K_b$$

$$pH = 7 \text{ (neutral)}$$



# The Relations Among $[H_3O^+]$ , pH, $[OH^-]$ , and pOH

	$[H_3O^+]$	pH	$[OH^-]$	pOH
BASIC	$1.0 \times 10^{-15}$	15.00	$1.0 \times 10^1$	-1.00
	$1.0 \times 10^{-14}$	14.00	$1.0 \times 10^0$	0.00
	$1.0 \times 10^{-13}$	13.00	$1.0 \times 10^{-1}$	1.00
	$1.0 \times 10^{-12}$	12.00	$1.0 \times 10^{-2}$	2.00
	$1.0 \times 10^{-11}$	11.00	$1.0 \times 10^{-3}$	3.00
	$1.0 \times 10^{-10}$	10.00	$1.0 \times 10^{-4}$	4.00
	$1.0 \times 10^{-9}$	9.00	$1.0 \times 10^{-5}$	5.00
NEUTRAL	$1.0 \times 10^{-8}$	8.00	$1.0 \times 10^{-6}$	6.00
ACIDIC	$1.0 \times 10^{-7}$	7.00	$1.0 \times 10^{-7}$	7.00
	$1.0 \times 10^{-6}$	6.00	$1.0 \times 10^{-8}$	8.00
	$1.0 \times 10^{-5}$	5.00	$1.0 \times 10^{-9}$	9.00
	$1.0 \times 10^{-4}$	4.00	$1.0 \times 10^{-10}$	10.00
	$1.0 \times 10^{-3}$	3.00	$1.0 \times 10^{-11}$	11.00
	$1.0 \times 10^{-2}$	2.00	$1.0 \times 10^{-12}$	12.00
	$1.0 \times 10^{-1}$	1.00	$1.0 \times 10^{-13}$	13.00
	$1.0 \times 10^0$	0.00	$1.0 \times 10^{-14}$	14.00
	$1.0 \times 10^1$	-1.00	$1.0 \times 10^{-15}$	15.00

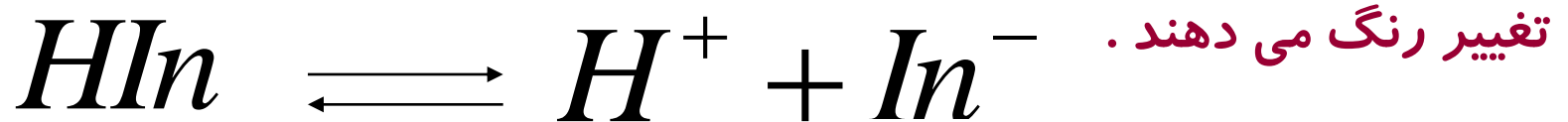
MORE BASIC

MORE ACIDIC



## ۲-۷ شناساگرها

شناساگرها، ترکیبات آلی دارای ساختار پیچیده اند که در محلول، با تغییر  $pH$



$pH$  یک محلول را با استفاده از  $pH$  متر اندازه گیری می کنند.



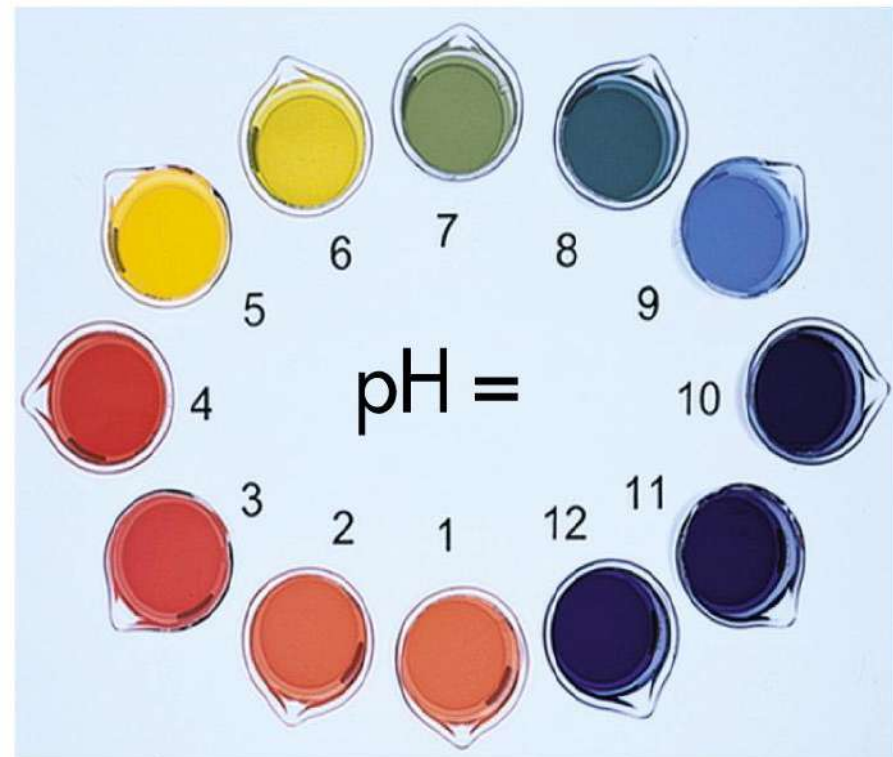
شناساگرها، اسیدها یا بازهای ضعیفی هستند. به این ترتیب قدرت اسیدی محلول مورد نظر در اثر افزایش شناساگر به طور قابل ملاحظه ای تغییر نمی کند.



# تعادل های یونی



(a)



(b)







## برخی شناساگرها

شناساگر	رنگ اسیدی	دامنه pH برای تغییر رنگ	رنگ قلیایی
ابی تیمول	قرمز	۱٫۲ تا ۲٫۸	زرد
نارنجی متیل	قرمز	۳٫۱ تا ۴٫۵	زرد
سبزرم کرزول	زرد	۳٫۸ تا ۵٫۵	آبی
قرمز متیل	قرمز	۴٫۲ تا ۶٫۳	زرد
لیتموس	قرمز	۵٫۰ تا ۸٫۰	آبی
آبی برم تیمول	زرد	۶٫۰ تا ۷٫۶	آبی
آبی تیمول	زرد	۸٫۰ تا ۹٫۶	آبی
فنول فتالین	بی رنگ	۸٫۳ تا ۱۰٫۰	قرمز
زرد آلزارین	زرد	۱۰٫۰ تا ۱۲٫۱	ارغوانی کمرنگ



## ۸-۲ بافرها



• گاهی لازم است محلولی با یک  $pH$  تهیه و نگهداری شود .

• محلول های بافر توانایی حفظ  $pH$  در یک مقدار نسبتا ثابت حتی در صورتی که مقادیر اسید یا باز به آنها افزوده شود را داراست .

• بافرها تاب پایداری در برابر افزایش مقادیر زیادی اسید یا قلیا را ندارند .

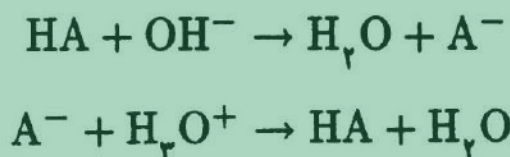
• محلولهای بافر از یک اسید ضعیف همراه با یکی از نمک های آن یا از یک باز ضعیف همراه با یکی از نمکهای آن تهیه می شوند .



## تعداد های یونی



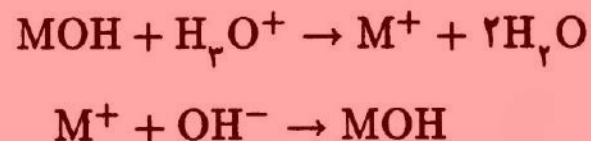
برای اسید ضعیف  $HA$  و نمک آن،  $NaA$ ، که به یونهای  $Na^+$  و  $A^-$  تفکیک می‌شود، خواهیم داشت



اسید ضعیف،  $HA$ ، با یونهای  $OH^-$  اضافه شده واکنش می‌دهد. یون منفی  $A^-$  حاصل از نمک، با یونهای  $H_3O^+$  افزوده شده، واکنش می‌دهند.



برای باز ضعیف  $MOH$  و نمک آن،  $MA$ ، که به یونهای  $M^+$  و  $A^-$  تفکیک می‌شود، خواهیم داشت



باز ضعیف،  $MOH$ ، با یونهای  $H_3O^+$  افزوده شده، واکنش می‌دهد. یونهای مثبت،  $M^+$ ، که از نمک تولید می‌شوند، با یونهای  $OH^-$  افزوده شده، واکنش می‌دهند.



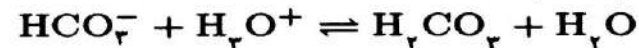


# تعادل های یونی



پلی به پزشکی

بافری شدن و تهویه ششی بیش از اندازه ورزشکاران گاهی به علت تهویه ششی بیش از اندازه، حالت بافری خون خود را مختل می کنند. آنان در لحظات اضطراب ناشی از مسابقه و رقابت، سریعتر و عمیق تر از مقدار مورد نیاز نفس می کشند. تهویه بیش از اندازه باعث می شود گاز  $\text{CO}_2$  بیش از مقدار لازم دفع شود، و در نتیجه تعادل کربنیک اسید بدن مختل می شود. براساس اصل لوشاتلیه، بازدمیدن زیاد  $\text{CO}_2$ ، موجب می شود که مطابق واکنش  $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$  مقدار بیشتری  $\text{H}_2\text{CO}_3$  تفکیک شود تا  $\text{CO}_2$  از دست رفته جایگزین گردد. با مصرف  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ، تعادل میان کربنیک اسید و یون هیدروژن کربنات به هم می خورد، و  $\text{HCO}_3^-$  مصرف می شود تا  $\text{H}_2\text{CO}_3$  از دست رفته را جبران کند.



سرانجام غلظت  $\text{HCO}_3^-$  به اندازه ای کم می شود که نمی تواند میزان pH سالم و مطلوب خون را تأمین کند. چون مصرف  $\text{HCO}_3^-$  با مصرف  $\text{H}_2\text{O}^+$  همراه است، pH خون بالا می رود (بیشتر بازی می شود). پاسخ بدن به این شرایط، انقباض رگهای خون در مغز است، چون جریان خون به مغز کم می شود ورزشکار دچار سرگیجه و گاه بیهوشی می شود. در این موقع مکانیسم انعکاسی بدن باعث می شود تنفس عادی شود و pH خون به مقدار طبیعی باز می گردد.

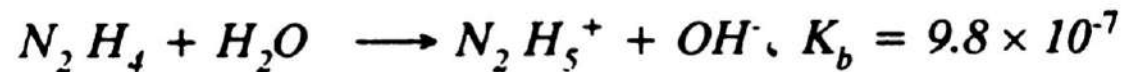






محلول  $0.10 M$  هیدرازین،  $N_2 H_4$ ، حاوی غلظت نامشخصی از هیدرازین هیدروکلرید،  $N_2 H_5^+ CL^-$  است. در صورتی که  $PH$  این محلول  $7.15$  باشد غلظت هیدرازین هیدروکلرید را در محلول معین کنید.

$$POH = 14 - 7.15 = 6.85, [OH^-] = 1.41 \times 10^{-7}$$



$$0.1 \qquad \qquad \qquad ? \qquad \qquad 1.41 \times 10^{-7}$$

$$K_b = \frac{[N_2 H_5^+][OH^-]}{[N_2 H_4]} \Rightarrow 9.8 \times 10^{-7} = \frac{[1.41 \times 10^{-7}][N_2 H_5^+]}{[0.1]}$$

$$\Rightarrow [N_2 H_5^+] = 0.695 M$$



## مثال

برای تهیه بافر آمونیاک - یون آمونیوم با  $pH$  برابر 9.50 چه غلظت‌هایی باید مورد استفاده قرار گیرد؟

$$pH + pOH = 14 \Rightarrow pOH = 14 - 9.5 = 4.5 \quad [OH^-] = 10^{-4.5} = 3.1622 \times 10^{-5}$$



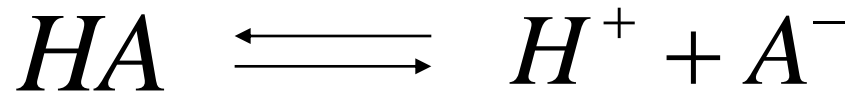
$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} \Rightarrow 1.8 \times 10^{-5} = \frac{[3.1622 \times 10^{-5}][NH_4^+]}{[NH_3]} \Rightarrow$$

$$\frac{[NH_4^+]}{[NH_3]} = 0.56$$



بافر ها در خنثی کردن اسیدها و بازهای افزوده شده هنگامی بیشترین کارایی را دارند که غلظت های  $HA$  و  $A^-$  (یا  $MOH$  و  $M^+$ ) مساوی باشند.

$pH$  یک بافر را از رابطه زیر نیز می توان بدست آورد:



$$pH = pK_a + \log \left( \frac{[A^-]}{[HA]} \right)$$

$$pH = pK_a + \log \left( \frac{\text{باز}}{\text{اسید}} \right)$$

معادله بالا را معادله "هندرسون - هسل بالش" می نامند



محلولی با افزودن 0.010 مول سدیم نیتريت  $\text{NaNO}_2$  به 100 ml محلول 0.035 M نیترو اسید  $\text{HNO}_2$  تهیه شده است. با فرض این که حجم نهایی محلول 100 ml باشد الف) PH محلول و ب) درصد یونش  $\text{HNO}_2$  را حساب کنید.



$$\text{غلظت } \text{HNO}_2 = 0.035 \text{ M} \quad , PK_a = -\log (4.5 \times 10^{-4}) = 3.346$$

$$\text{غلظت } \text{NO}_2^- = \frac{0.01}{0.1} = 0.1 \text{ M}$$

$$PH = PK_a + \log \frac{\text{NO}_2^-}{\text{HNO}_2} \Rightarrow PH = 3.346 + \log \frac{0.1}{0.035} \Rightarrow$$

$$PH = 3.8 , [\text{H}^+] = 10^{-3.8} = 1.585 \times 10^{-4}$$

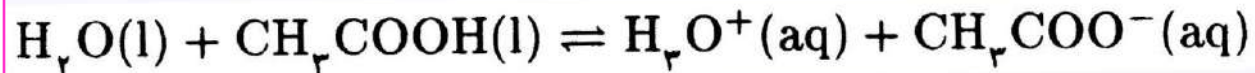
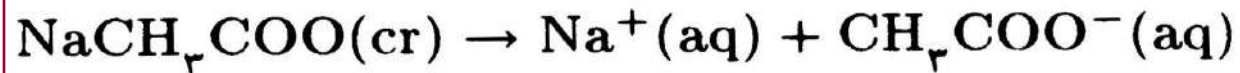
$$\text{درصد یونش} = \frac{1.585 \times 10^{-4}}{0.035} \times 100 = 0.46 \%$$



## تبادل های یونی



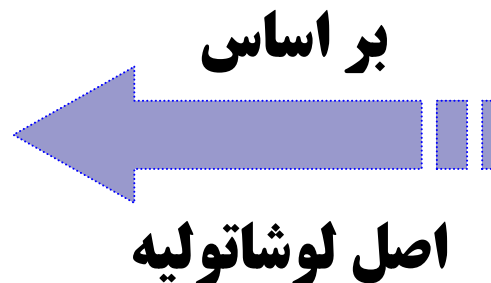
## ۲-۹ اثر یون مشترک



یون استات در استیک اسید و سدیم استات مشترک است .

اثر یون استات بر محلول استیک اسید را اثر یون مشترک می نامند .

واکنش در جهت عکس  
جابه جا می شود .

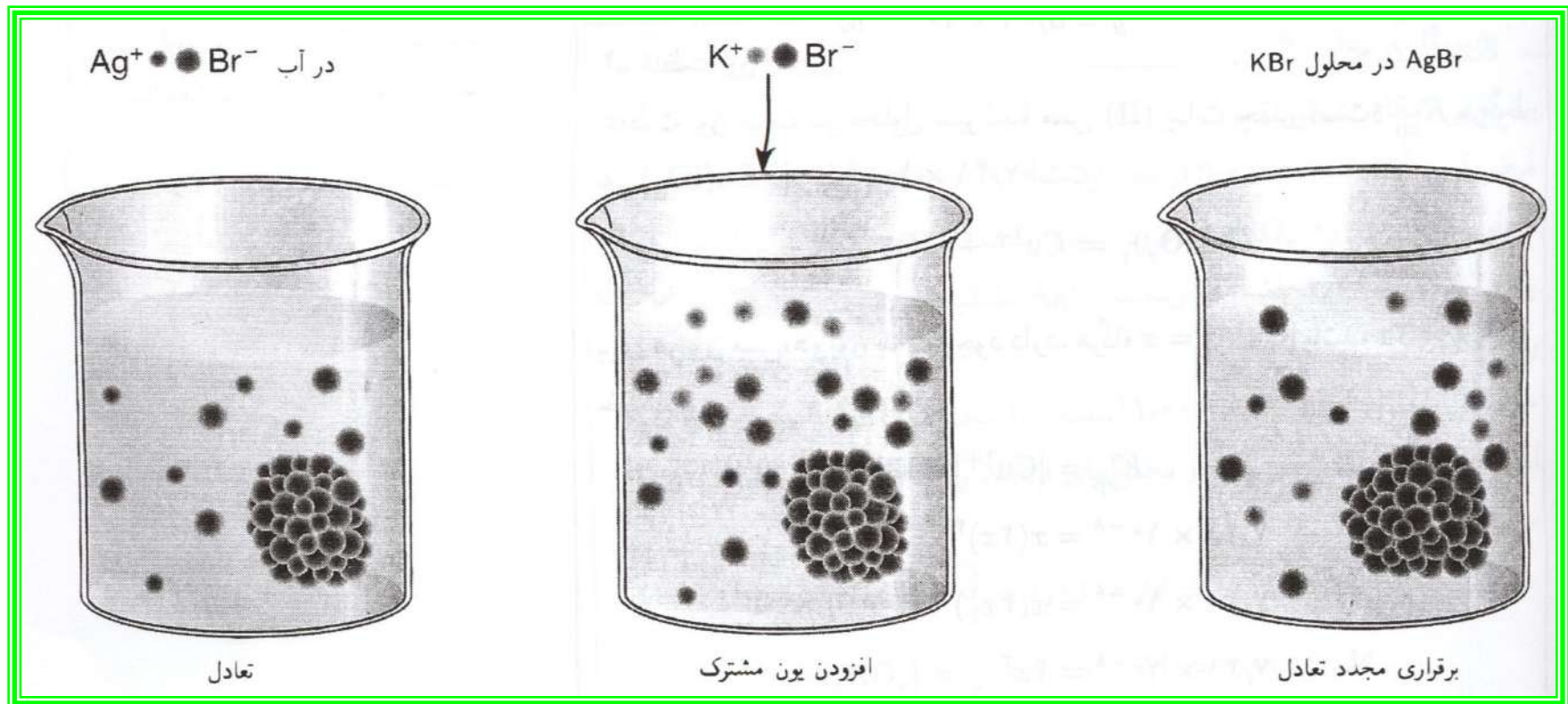


افزودن یک یون مشترک  
موجب زیاد شدن غلظت  
یکی از محصولات یونش  
می شود .

## تبادل های یونی



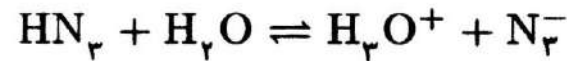
افزودن یون مشترک  $Br^-$  به سیستم تعادلی  $AgBr$  موجب می شود که همزمان با رسوب مقدار بیشتر  $AgBr$ ، غلظت یون  $Ag^+$  کاسته شود.



غلظت یون هیدرونیوم در محلولی شامل  $0,10\text{ M}$  هیدرازونیک اسید،  $\text{HN}_3$ ، و  $0,050\text{ M}$  سدیم آزید،  $\text{NaN}_3$ ، چقدر است؟  $K_a = 1,9 \times 10^{-5}$ .

راه حل:

ابتدا معادله سیستم تعادلی را بنویسید



آنگاه عبارت ثابت تعادل آن را بنویسید.

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

$$1,9 \times 10^{-5} = \frac{[x][x + 0,050]}{[0,10 - x]}$$

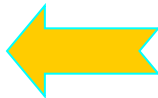
چون  $K_a$  برای هیدرازونیک اسید بسیار کوچک است، می‌توان فرض کرد که بخش اندک آن که یونیده می‌شود، نسبت به مقدار اولیه خیلی کم است. این فرض می‌رساند که مقدار یونهای آزید حاصل نسبت به مقدار به دست آمده از نمک، بسیار کم است. در نتیجه، می‌توان مقدار  $x$  را در  $x + 0,050$  و در  $0,10 - x$  حذف کرد

$$1,9 \times 10^{-5} = \frac{[0,050x]}{[0,10]}$$

$$x = 3,8 \times 10^{-5}\text{ M}$$



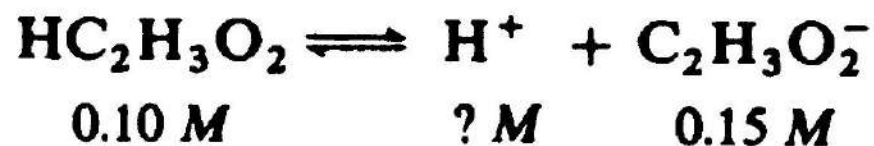
مثال: >>





## مثال : «

غلظت  $H^+$  در یک محلول  $0.10 M$  اسید استیک که نسبت به سدیم استات ( $NaC_2H_3O_2$ )،  $0.15 M$  است، را به دست آورید.



$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{[H^+][C_2H_3O_2^-]}{[HC_2H_3O_2]}$$

$$= \frac{[H^+](0.15)}{(0.10)}$$

$$[H^+] = 1.2 \times 10^{-5} M$$



## تعداد های یونی



غلظت یون هیدروکسید در محلول حاصل از حل کردن  $0.20 \text{ mol}$  را  
 آمونیوم کلرید ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ) در  $100 \text{ mL}$  از آمونیاک  $0.15 \text{ M}$  را  
 به دست آورید. فرض کنید که افزایش آمونیوم کلرید جامد، حجم محلول  
 را تغییر نمی دهد.

حل

آمونیوم کلرید، یک الکترولیت قوی است. عده مول های  $\text{NH}_4^+$  در یک  
 لیتر از محلول  $\text{NH}_4\text{Cl}$  افزوده شده

$$? \text{ mol NH}_4^+ = 1000 \text{ mL محلول} \left( \frac{0.020 \text{ mol NH}_4^+}{100. \text{ mL محلول}} \right) = 0.20 \text{ mol NH}_4^+$$

بنابراین، غلظت  $\text{NH}_4^+$ ، برابر  $0.20 \text{ M}$  است:



$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

$$= \frac{(0.20)[\text{OH}^-]}{(0.15)}$$

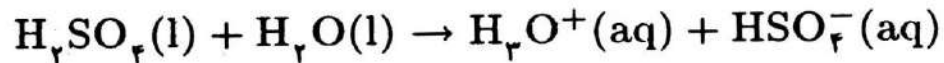
$$[\text{OH}^-] = 1.4 \times 10^{-5} \text{ M}$$

>> مثال

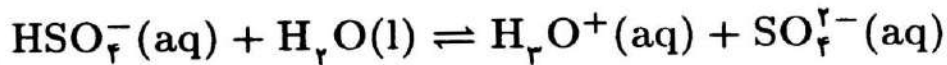


## ۱-۲ اسیدهای چند پروتونی

یک اسید چند پروتونی اسیدی است که بیش از یک اتم هیدروژن قابل یونش دارد.



به آسانی یونیده می شود  
(اسید قوی)



اندکی یونیده می شود  
(اسید ضعیف)



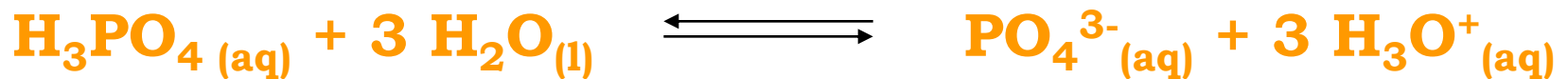
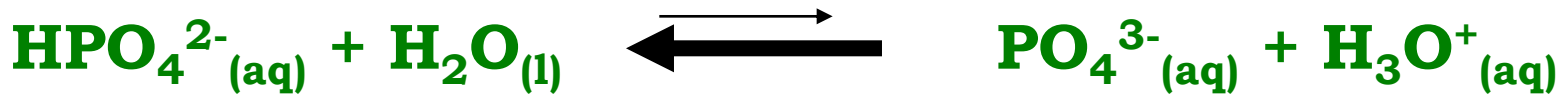
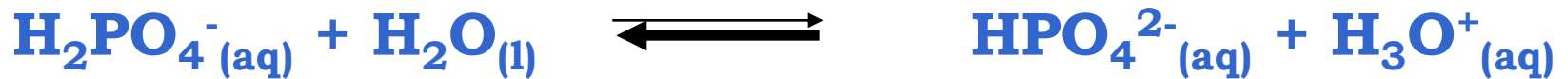
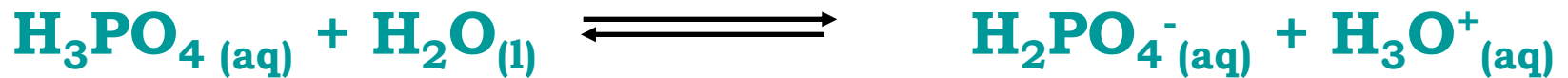
مربکبات سیتریک اسید فراوان دارند.  
سیتریک اسید، یک اسید سه پروتونی است که سه اتم هیدروژن قابل یونیده شدن دارد. این ماده نوعی اسید آلی است که سه گروه کربوکسیل دارد.

## تعداد های یونی



اسید فسفریک یک اسید سه پروتونی است .

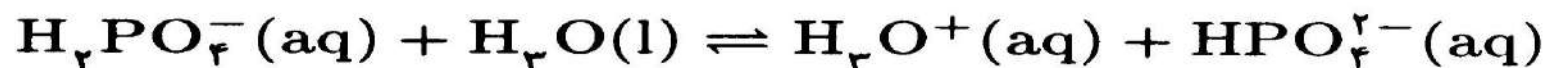
این اسید به صورت زیر یونیده می شود :



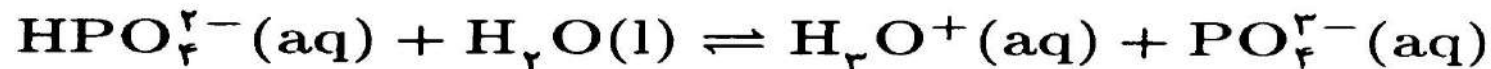




$$K_a = 7,08 \times 10^{-3}$$



$$K_a = 6,31 \times 10^{-8}$$



$$K_a = 4,17 \times 10^{-13}$$

اسید یونیده شده در هر مرحله ،  
ضعیف تر از اسید یونیده شده در  
مرحله قبل است .



در هر یک از مراحل متوالی ،  
 $K_a$  کوچکتر می شود



### Stepwise Dissociation Constants for Several Common Polyprotic Acids

Name	Formula	$K_{a_1}$	$K_{a_2}$	$K_{a_3}$
Phosphoric acid	$\text{H}_3\text{PO}_4$	$7.5 \times 10^{-3}$	$6.2 \times 10^{-8}$	$4.8 \times 10^{-13}$
Arsenic acid	$\text{H}_3\text{AsO}_4$	$5 \times 10^{-3}$	$8 \times 10^{-8}$	$6 \times 10^{-10}$
Carbonic acid*	$\text{H}_2\text{CO}_3$	$4.3 \times 10^{-7}$	$4.8 \times 10^{-11}$	
Sulfuric acid	$\text{H}_2\text{SO}_4$	Large	$1.2 \times 10^{-2}$	
Sulfurous acid	$\text{H}_2\text{SO}_3$	$1.5 \times 10^{-2}$	$1.0 \times 10^{-7}$	
Hydrosulfuric acid <sup>†</sup>	$\text{H}_2\text{S}$	$1.0 \times 10^{-7}$	$\approx 10^{-19}$	
Oxalic acid	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	$6.5 \times 10^{-2}$	$6.1 \times 10^{-5}$	
Ascorbic acid (vitamin C)	$\text{H}_2\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6$	$7.9 \times 10^{-5}$	$1.6 \times 10^{-12}$	

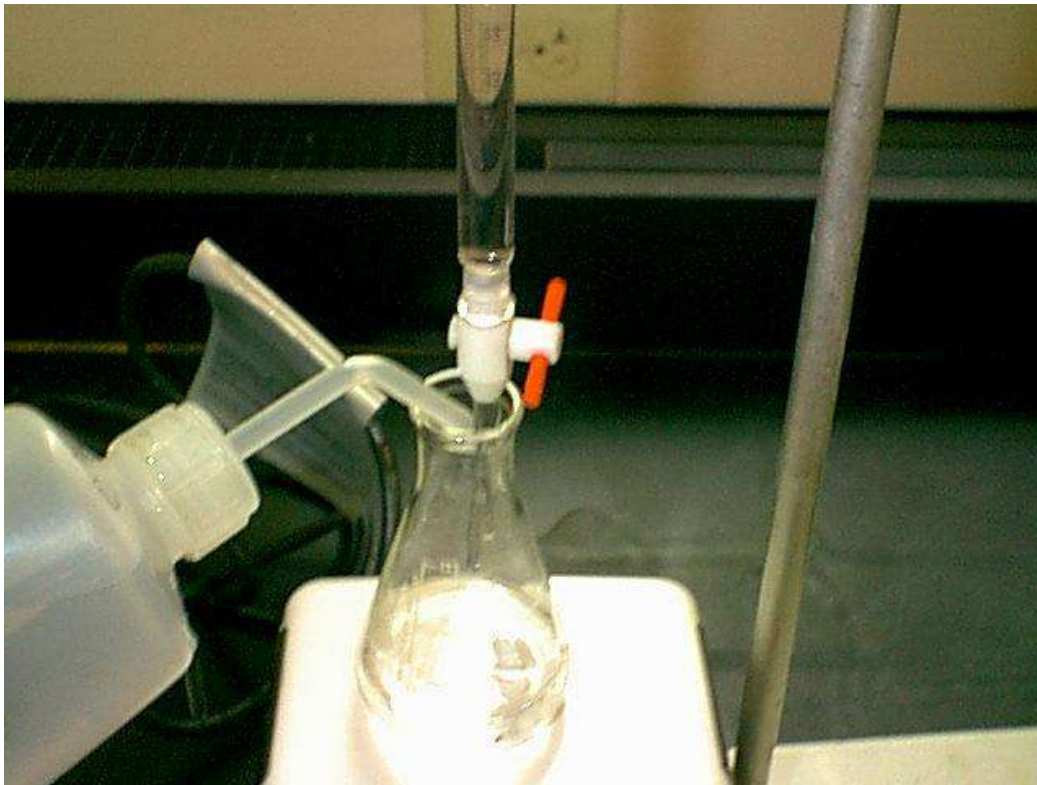
\*This is really  $\text{CO}_2(aq)$ .

<sup>†</sup>The  $K_{a_2}$  value for  $\text{H}_2\text{S}$  is quite uncertain. Its small size makes it very difficult to measure.



## ۱۱-۲ تیتراسیون

اغلب ضرورت دارد که غلظت یک محلول را اندازه گیری کنیم .



تیتراسیون یک روش  
آزمایشگاهی است که در آن  
از یک محلول استاندارد برای  
تشخیص غلظت محلول دیگر  
استفاده می شود .

محلول استاندارد ، محلولی است با غلظت معلوم



## تعداد های یونی

برای انجام عمل تیتراژ کردن، یک بورت را با محلولی استاندارد پر می‌کنیم، آنگاه اندکی شناساگر را به محلولی با حجم معلوم و غلظت مجهول می‌افزاییم. شیر بورت را باز می‌کنیم تا محلول استاندارد به آرامی در محلولی که می‌خواهیم تیتراژ شود، بریزد. در طول این مدت محلول را هم می‌زنیم. سرانجام لحظه‌ای فرا می‌رسد که با ریختن یک قطره دیگر از محلول، تغییر رنگ صورت می‌گیرد، که نشان‌دهنده نقطه پایانی واکنش است.

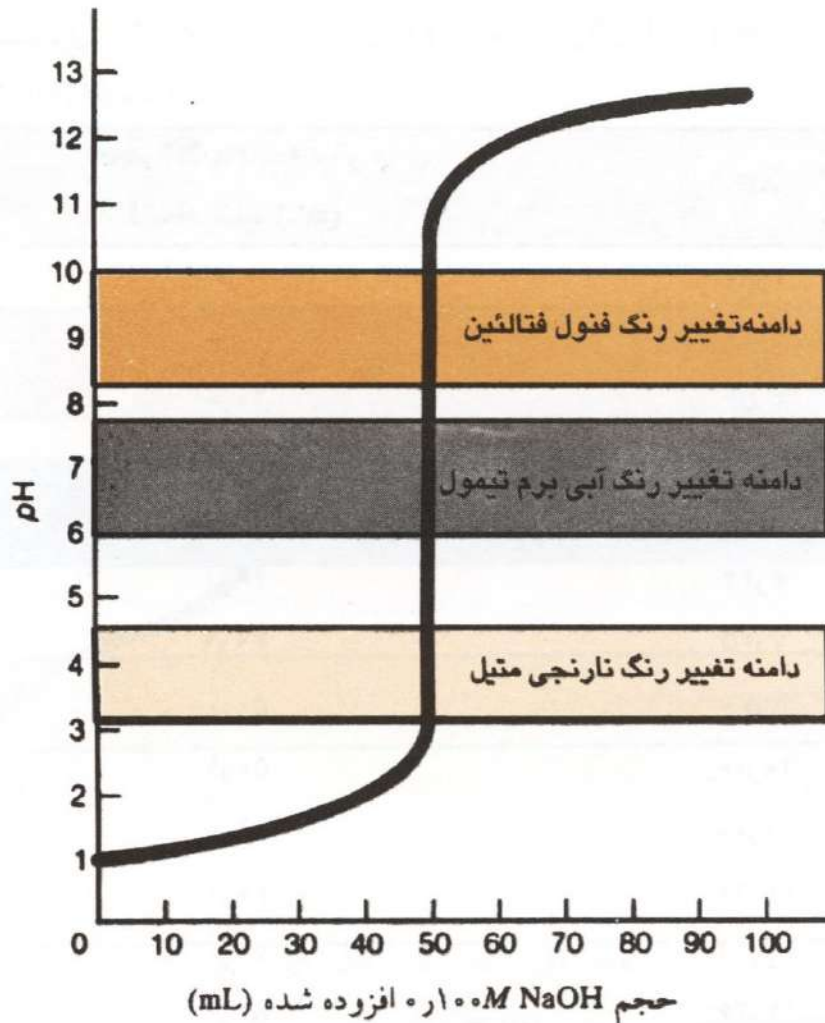




# تعداد های یونی



# تعادل های یونی



حجم  $NaOH$   $0.1 M$  افزوده شده (mL)

تیتراژ کردن  $50.0$  mL از  $0.1 M HCl$  با  $0.1 M NaOH$

در تیتراسیون ، از مواد رنگی معروف  
به شناساگرها جهت تعیین نقطه پایانی  
استفاده می کنیم .

در نقطه پایانی ، مقدار  
مشخصی از محلول استاندارد  
مصرف می شود تا به طور  
کامل با محول تیتراژ شده  
واکنش دهد .

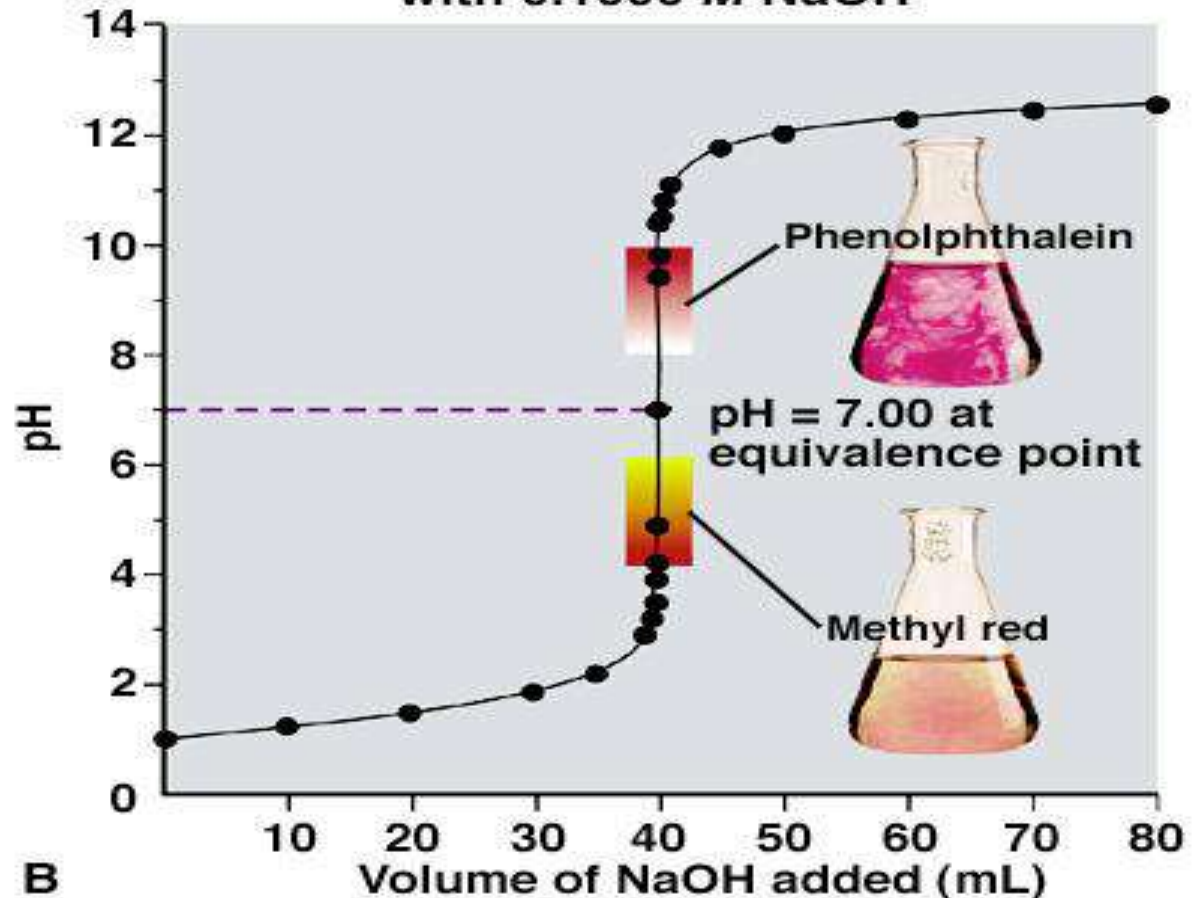
## تعداد های یونی

## نمودار تیتراسیون اسید قوی و باز قوی

Volume of NaOH added (mL)	pH
00.00	1.00
10.00	1.22
20.00	1.48
30.00	1.85
35.00	2.18
39.00	2.89
39.50	3.20
39.75	3.50
39.90	3.90
39.95	4.20
39.99	4.90
40.00	7.00
40.01	9.40
40.05	9.80
40.10	10.40
40.25	10.50
40.50	10.79
41.00	11.09
45.00	11.76
50.00	12.05
60.00	12.30
70.00	12.43
80.00	12.52

A

Titration of 40.00 mL of 0.1000 M HCl with 0.1000 M NaOH



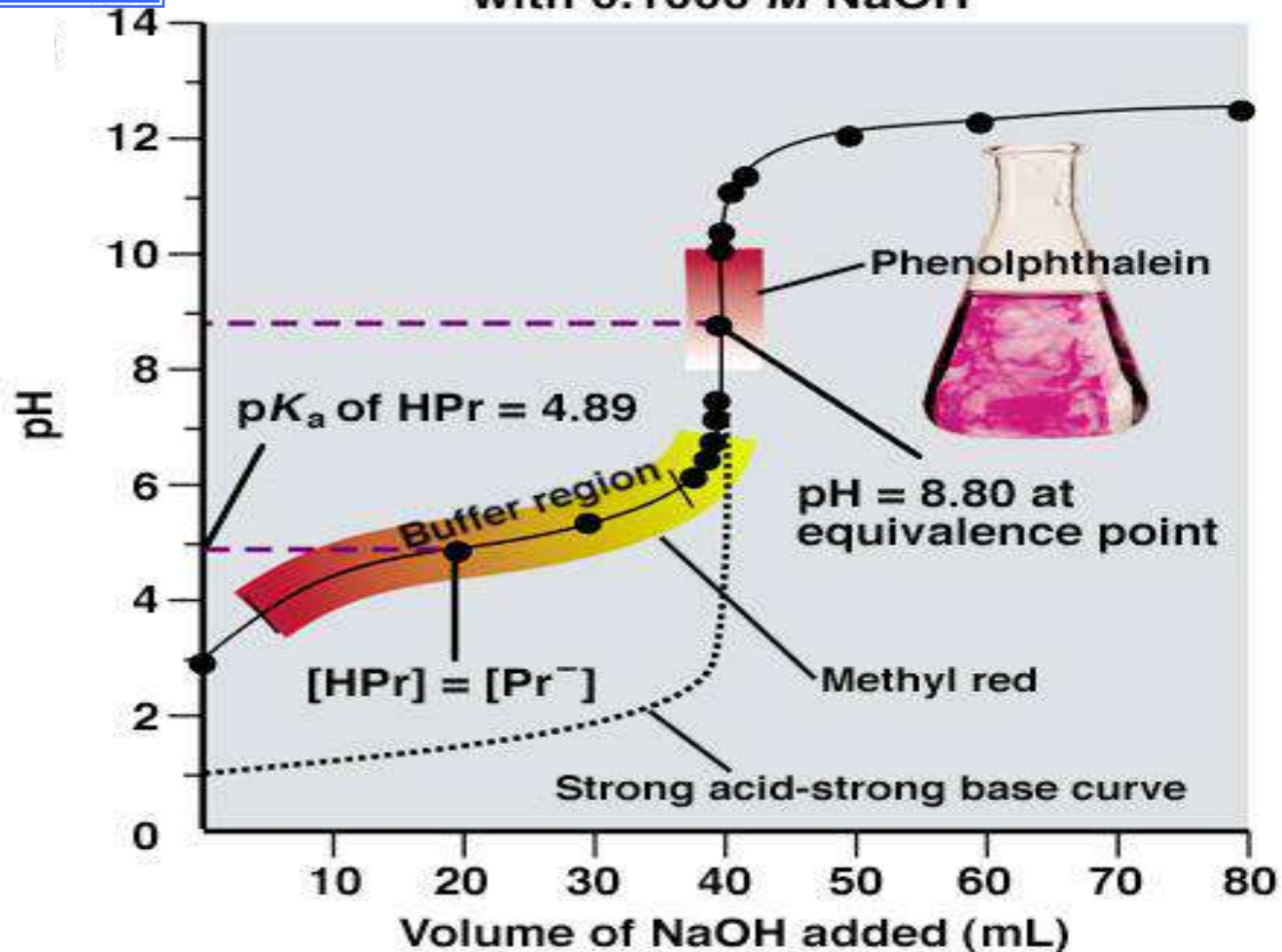
B



**HPr = Propionic Acid**

نمودار  
تیتراسیون  
اسید ضعیف  
و باز قوی

Titration of 40.00 mL of 0.1000 M HPr  
with 0.1000 M NaOH

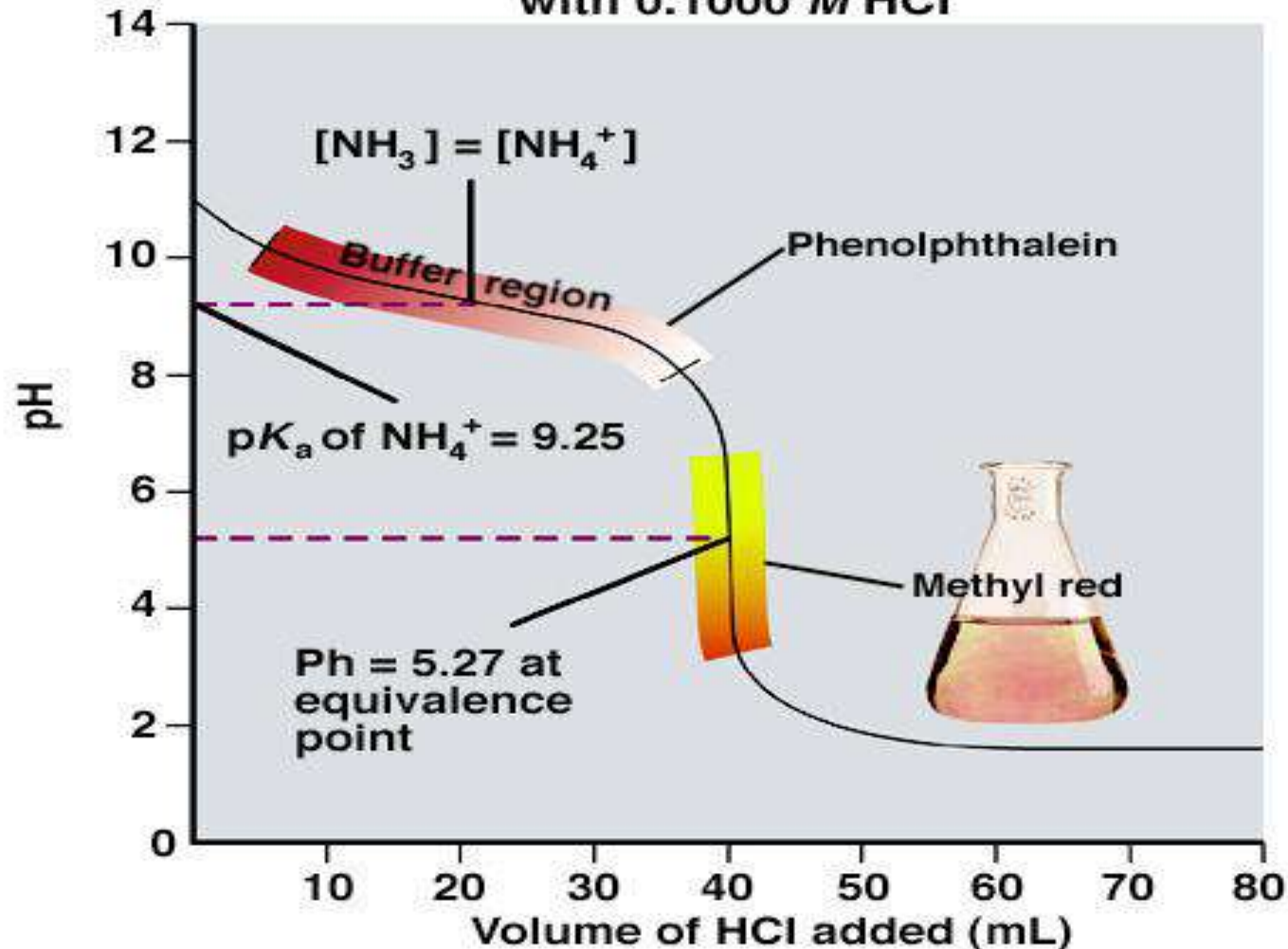






# نمودار تیتراسیون اسید قوی و باز ضعیف

Titration of 40.00 mL of 0.1000 M  $\text{NH}_3$   
with 0.1000 M HCl

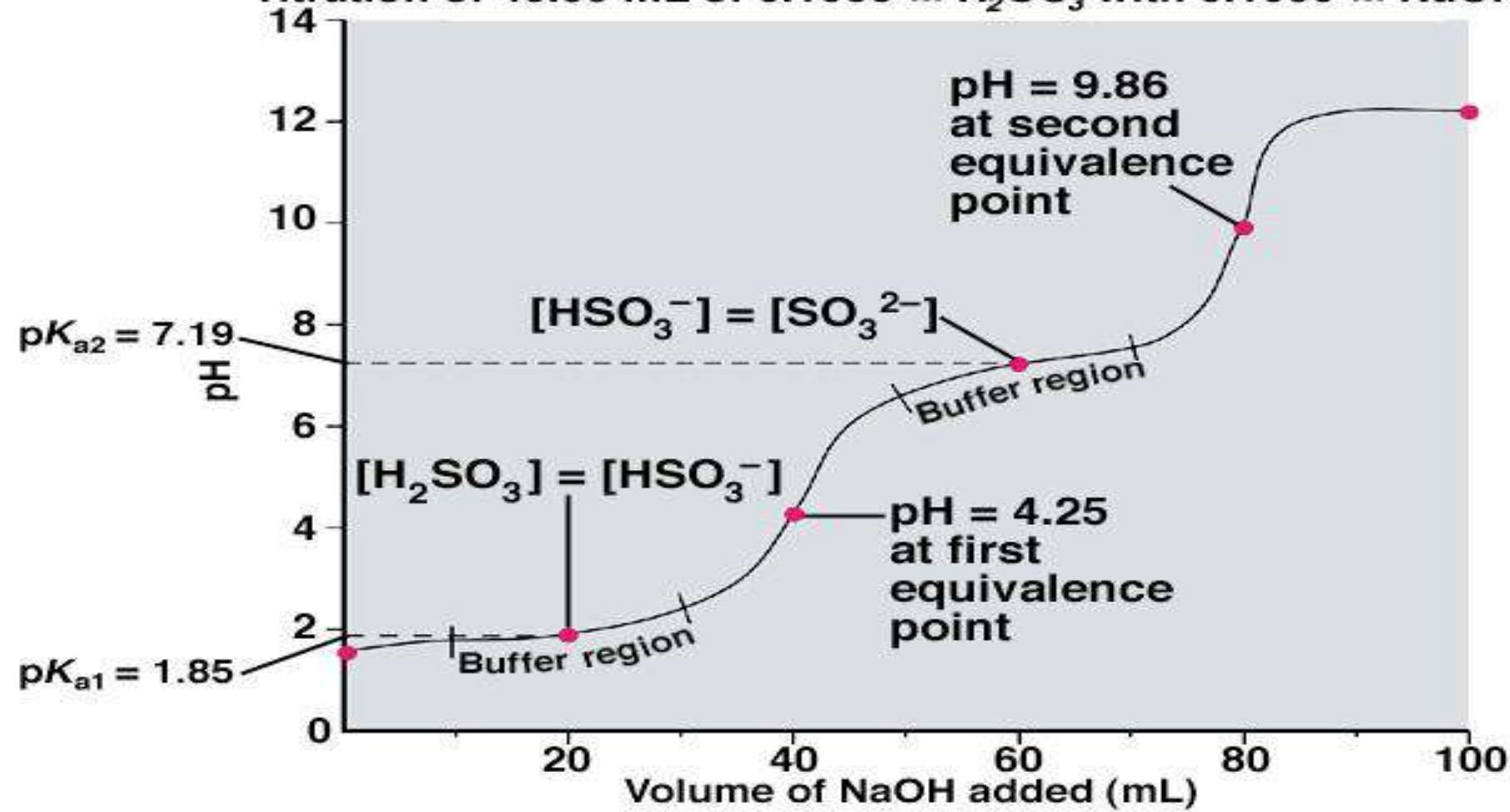




# تعادل های یونی

## نمودار تیتراسیون یک اسید چند پروتونی

Titration of 40.00 mL of 0.1000 M  $\text{H}_2\text{SO}_3$  with 0.1000 M NaOH

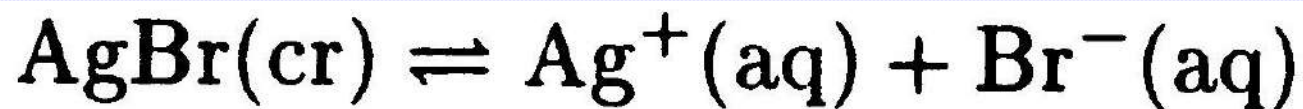




## تعدادل های یونی

۲-۱۲ ثابت حاصل ضرب انحلال پذیری ( $K_{sp}$ )

معادله حالت تعدادل برای محلول سیر شده نقره برمید به صورت زیر است :



ثابت تعدادل این سیستم عبارت است از :

$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{Ag}^+][\text{Br}^-]}{[\text{AgBr}]}$$



## تعارض های یونی

چون غلظت جسم جامد **AgBr** ثابت است داریم :

$$K_{eq}[\text{AgBr}] = \frac{[\text{Ag}^+][\text{Br}^-][\text{AgBr}]}{[\text{AgBr}]}$$

$$K_{eq}[\text{AgBr}] = [\text{Ag}^+][\text{Br}^-]$$

جمله  $K_{eq}[\text{AgBr}]$  ثابت است . این ثابت جدید ،  
ثابت حاصلضرب انحلال پذیری  $K_{sp}$  نامیده می شود .

$$K_{sp} = [\text{Ag}^+][\text{Br}^-]$$

## تعداد های یونی

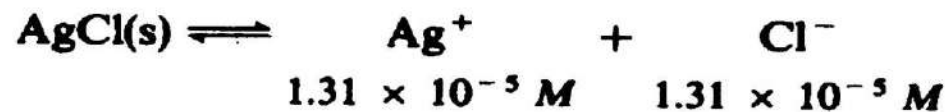
در  $25^{\circ}\text{C}$ ، مقدار  $0.00188\text{ g AgCl}$  در یک لیتر آب حل می شود.  $K_{\text{SP}}$   $\text{AgCl}$  را محاسبه کنید.

مثال

حل  
عده مول های  $\text{AgCl}$  (وزن فرمولی،  $143$ ) حل شده در یک لیتر آب برابر است با:

$$\begin{aligned} ? \text{ mol AgCl} &= 0.00188 \text{ g AgCl} \left( \frac{1 \text{ mol AgCl}}{143 \text{ g AgCl}} \right) \\ &= 1.31 \times 10^{-5} \text{ mol AgCl} \end{aligned}$$

برای هر مول  $\text{AgCl}$  حل شده،  $1 \text{ mol Ag}^+$  و  $1 \text{ mol Cl}^-$  در یک لیتر تشکیل می شود:

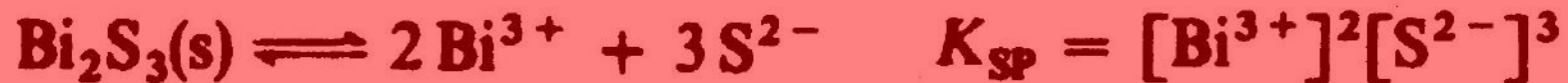


$$\begin{aligned} K_{\text{SP}} &= [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] \\ &= (1.31 \times 10^{-5})^2 \\ &= 1.7 \times 10^{-10} \end{aligned}$$

## تعداد های یونی

محاسبه  $K_{sp}$  در ترکیباتی با بیش از دو یون

برای نمک‌هایی که بیش از دو یون در فرمول داشته باشند، غلظت‌های یونی را باید به توان ضرایب معادله شیمیایی موازنه شده برسانیم:



## تعداد های یونی



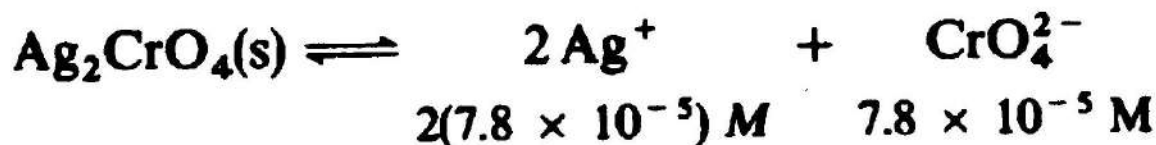
دانشگاه گیلان

مثال

در دمای  $25^{\circ}\text{C}$ ، مقدار  $7.8 \times 10^{-5} \text{ mol}$  نقره کرومات در یک لیتر آب حل می شود.  $K_{\text{SP}}$  را برای  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$  به دست آورید.

حل

برای هر مول از  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$  حل شده، ۲ مول  $\text{Ag}^+$  و ۱ مول  $\text{CrO}_4^{2-}$  تشکیل می شود، بنابراین



$$\begin{aligned} K_{\text{SP}} &= [\text{Ag}^+]^2[\text{CrO}_4^{2-}] \\ &= (1.56 \times 10^{-4})^2(7.8 \times 10^{-5}) \\ &= 1.9 \times 10^{-12} \end{aligned}$$



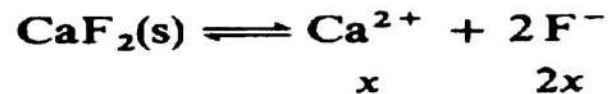
## تعارض های یونی

مثال : «««

مقدار  $K_{SP}$  برای  $\text{CaF}_2$  در  $25^\circ\text{C}$ ،  $3.9 \times 10^{-11}$  است. غلظت  $\text{Ca}^{2+}$  و  $\text{F}^-$  در محلول سیرشده را به دست آورید. چند گرم کلسیم فلوئورید در 100 mL آب در  $25^\circ\text{C}$  حل می شود؟

حل

در برابر با انحلال پذیری مولی  $\text{CaF}_2$  می گیریم:



$$K_{SP} = [\text{Ca}^{2+}][\text{F}^-]^2 = 3.9 \times 10^{-11}$$

$$x(2x)^2 = 3.9 \times 10^{-11}$$

$$4x^3 = 3.9 \times 10^{-11}$$

$$x = 2.1 \times 10^{-4} \text{ M}$$

بنابراین،

$$[\text{Ca}^{2+}] = x = 2.1 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$[\text{F}^-] = 2x = 4.2 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$\begin{aligned} ? \text{ g CaF}_2 &= 100. \text{ mL H}_2\text{O} \left( \frac{2.1 \times 10^{-4} \text{ mol CaF}_2}{1000 \text{ mL H}_2\text{O}} \right) \left( \frac{78 \text{ g CaF}_2}{1 \text{ mol CaF}_2} \right) \\ &= 1.6 \times 10^{-3} \text{ g CaF}_2 \end{aligned}$$

## تعداد های یونی

۱۳-۲ حاصل ضرب یونی ( $Q$ )

• هنگامی که مقادیر غلظت یون های یک محلول نمک را در معادله ای شبیه به معادله  $K_{sp}$  آن نمک قرار دهیم ، نتیجه را حاصل ضرب یونی محلول می نامیم .

$Q < K_{sp}$  ← این محلول سیر نشده می باشد

$Q > K_{sp}$  ← این محلول فوق اشباع می باشد

$Q = K_{sp}$  ← این محلول سیر شده می باشد

مقایسه بین  $Q$  و  $K_{sp}$

## تعارض های یونی

## مثال

مقدار  $K_{sp}$  از  $BaSO_4$  برابر با  $1.5 \times 10^{-9}$  است. انحلال پذیری  $BaSO_4$  در محلول  $Na_2SO_4$   $0.050 M$  چقدر است؟ (در  $25^\circ C$ ، محلول سیر شده  $BaSO_4$ ،  $3.9 \times 10^{-5} M$  است.)

حل

یون  $SO_4^{2-}$  حاصل از  $BaSO_4$  در مقایسه با  $[SO_4^{2-}]$  موجود در محلول ( $5.0 \times 10^{-2} M$ )، قابل صرف نظر کردن است:

$$[Ba^{2+}][SO_4^{2-}] = K_{sp}$$

$$[Ba^{2+}][SO_4^{2-}] = 1.5 \times 10^{-9}$$

$$[Ba^{2+}](5.0 \times 10^{-2}) = 1.5 \times 10^{-9}$$

$$[Ba^{2+}] = 3.0 \times 10^{-8} M$$

انحلال پذیری  $BaSO_4$  به علت اثر یون مشترک، از  $3.9 \times 10^{-5} M$  به  $3.0 \times 10^{-8} M$  کاهش پیدا کرده است.

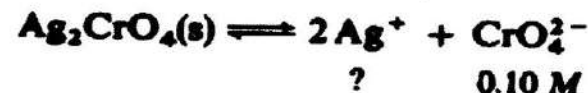
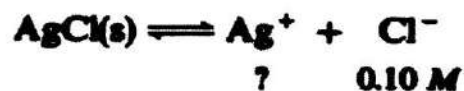
## تعارض های یونی

## مثال

محلولی نسبت به  $\text{Cl}^-$ ،  $0.10\text{ M}$  و نسبت به  $\text{CrO}_4^{2-}$ ،  $0.10\text{ M}$  است. اگر  $\text{AgNO}_3$  جامد به تدریج به این محلول افزوده شود، کدامیک زودتر رسوب خواهد کرد،  $\text{AgCl}$  یا  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$ ؟ فرض کنید که افزایش  $\text{AgNO}_3$ ، حجم محلول را تغییر نمی‌دهد. برای  $\text{AgCl}$ ،  $K_{\text{sp}} = 1.7 \times 10^{-10}$ ؛ برای  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$ ،  $K_{\text{sp}} = 1.9 \times 10^{-12}$  است.

## حل

در ابتدای تشکیل یک رسوب، حاصل ضرب یونی مربوط به آن، اندکی از  $K_{\text{sp}}$  جامد بیشتر شده است. بنابراین، غلظت  $\text{Ag}^+$  لازم برای رسوب دادن  $\text{AgCl}$  و  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$  را به صورت زیر محاسبه می‌کنیم:



$$[\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = 1.7 \times 10^{-10}$$

$$[\text{Ag}^+]^2[\text{CrO}_4^{2-}] = 1.9 \times 10^{-12}$$

$$[\text{Ag}^+](0.10) = 1.7 \times 10^{-10}$$

$$[\text{Ag}^+]^2(0.10) = 1.9 \times 10^{-12}$$

$$[\text{Ag}^+] = 1.7 \times 10^{-9}\text{ M}$$

$$[\text{Ag}^+]^2 = 1.9 \times 10^{-11}$$

$$[\text{Ag}^+] = 4.4 \times 10^{-6}\text{ M}$$

به این ترتیب، ابتدا  $\text{AgCl}$  رسوب خواهد داد.



## ۱۴-۲ تعادل یون های کمپلکس

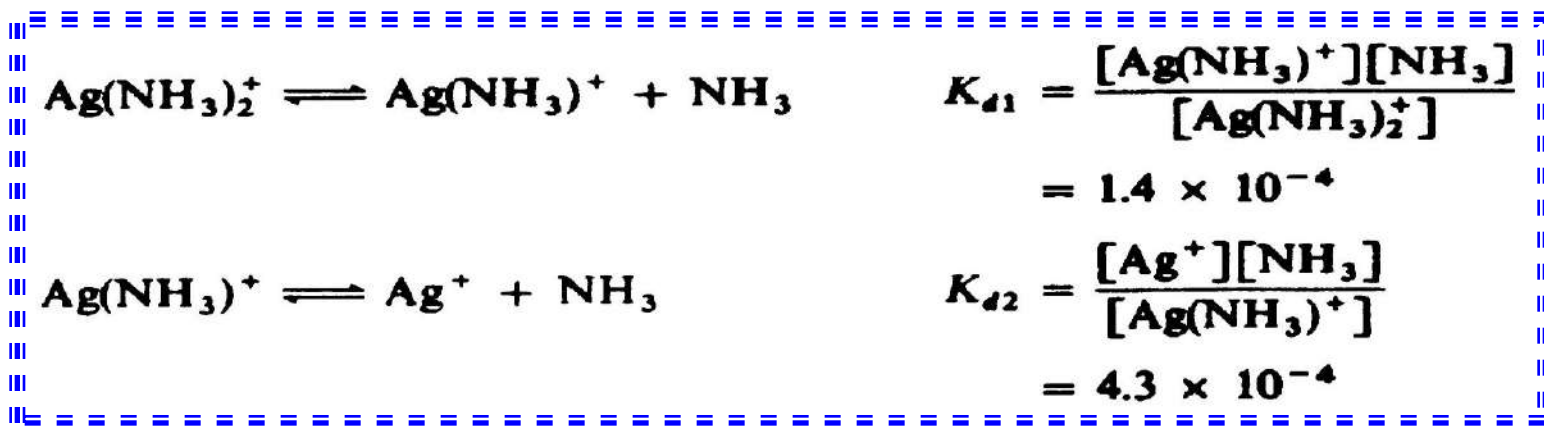
یون کمپلکس ، جمععی شامل یک کاتیون فلزی مرکزی (اغلب یک یون فلز واسطه ) احاطه شده با عده ای از لیگاند هاست .

لیگاند های یک کمپلکس ممکن است آنیون ، مولکول ، یا ترکیبی از این دو باشند .

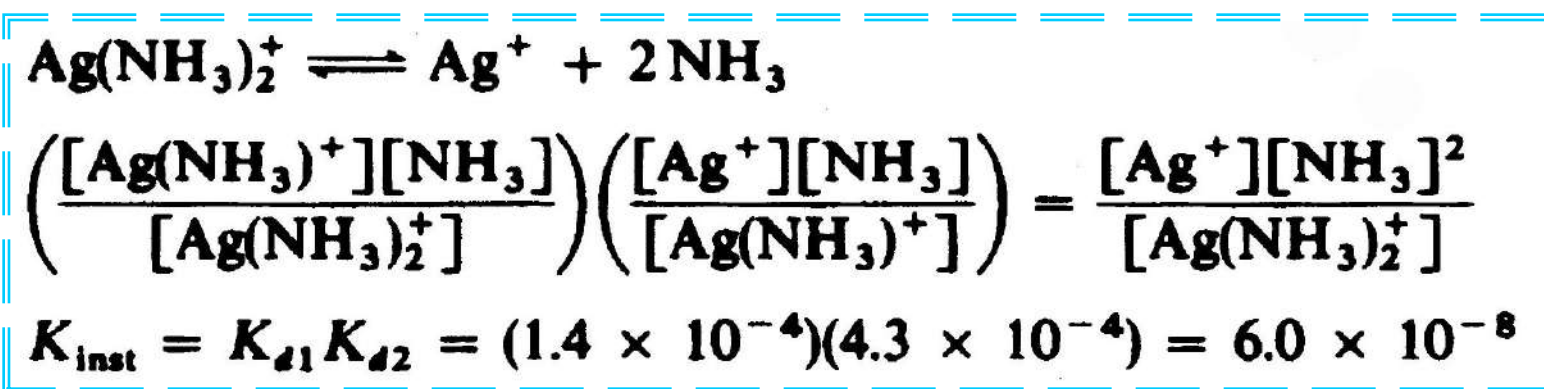
نمونه هایی از یون کمپلکس عبارتند از:  $\text{Cd}(\text{NH}_3)_4^{2+}$  ،  $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$  ،  $\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_3^{5-}$  ،  $\text{CdCl}_4^{2-}$  ،  $\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$  ،  $\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-}$  ،  $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$  ،  $\text{Zn}(\text{OH})_4^{2-}$  و  $\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4^{2+}$  .

## تعداد های یونی

تفکیک یک یون کمپلکس مرحله به مرحله صورت می گیرد .



حاصل ضرب دو ثابت تفکیک را ثابت ناپایداری می نامند .



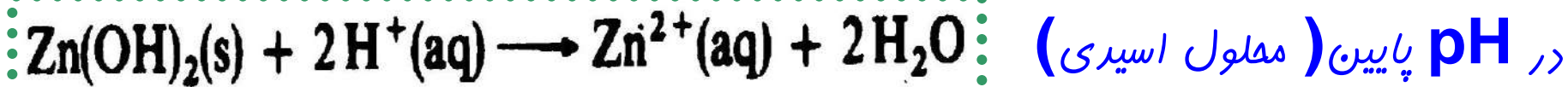
عکس ثابت تفکیک ، ثابت تشکیل یا ثابت پایداری نام دارد .

## تبادل های یونی

## ۱۵-۲ آمفوترها

هیدروکسید فلزات معینی می توانند نقش اسید یا باز داشته باشند ، و به هیدروکسید های دو خصلتی یا آمفوتری مشهورند .

این ترکیبات در آب انحلال ناپذیرند و در محلول هایی با  $\text{pH}$  بالا یا  $\text{pH}$  پایین حل می شود .



## تعادل های یونی ( بخش سوم )

ماری انجل پنینگتون

Mary Engle Pennington (۱۸۷۲-۱۹۵۲)

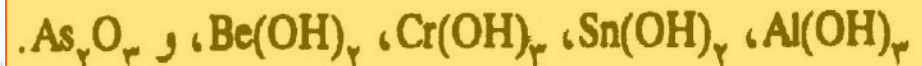
ماری انجل پنینگتون از ۱۲ سالگی به شیمی دارویی علاقه نشان داد. او در سال ۱۸۹۰ وارد دانشگاه پنسیلوانیا شد و در عرض دو سال درسهای مربوط به دوره لیسانس را گذراند. اما به علت زن بودن! درجه لیسانس به او اعطا نشد. جالب آنکه او سرسختانه درجه دکترا (Ph.D) خود را در شیمی در سال ۱۸۹۵ دریافت کرد. ماری انجل پنینگتون کار خود را با انجام دادن تجزیه و تحلیلهای باکتری شناختی برای پزشکان محلی آغاز کرد و سرانجام سرپرستی آزمایشگاه پژوهش در مواد غذایی وابسته به وزارت کشاورزی ایالات متحده را عهده دار شد و روشهایی برای جلوگیری از فساد مواد غذایی ابداع کرد.



اکسید مربوط به یک هیدروکسید دو خصلتی نیز به همین شیوه واکنش می دهد .



نمونه های دیگر از ترکیبات دو خصلتی (آمفوتری) عبارتند از





# فهرست مطالب فصل سوم :

۵-۱ اکسایش و کاهش

۵-۲ عدد اکسایش

۵-۳ عوامل اکسنده و کاهشنده

۵-۴ واکنش های اکسایش و کاهش

## ادامه فهرست مطالب :

۳-۵ رسانایی فلزی و اختلاف پتانسیل

۳-۶ رسانش الکتریکی

۳-۷ انواع پیل های الکترو شیمیایی

۳-۸ الکترو لیز

۳-۹ سلول ولتایی

۳-۱۰ بیان طرح پیل ها

۳-۱۱ انواع پیل های ولتایی تجاری



# ادامه فهرست مطالب :

۱۲-۳ نیروی محرکه الکتریکی

۱۳-۳ پتانسیل الکتروود و پتانسیل استاندارد الکتروود

۱۴-۳ الکتروود استاندارد هیدروژن

۱۵-۳ پتانسیل پیل

۱۶-۳ تاثیر غلظت بر پتانسیل



# فصل سوم :

الکترو شیمی







مجموعه‌های تاریخی که از مس و برنز ساخته شده و بر پایه‌های آهنی و فولادی استوارند، طی دهها و بعضاً صدها سال به تدریج زنگ می‌زنند و خورده می‌شوند. غالباً روی مجسمه‌های باستانی زنگاری به صورت پوشش سبز رنگ دیده می‌شود. بیشترین خوردگی در نقاطی آشکار می‌شود که میخها یا پرچهایی قطعات فلزی را به یکدیگر وصل می‌کنند.

مقدمه :

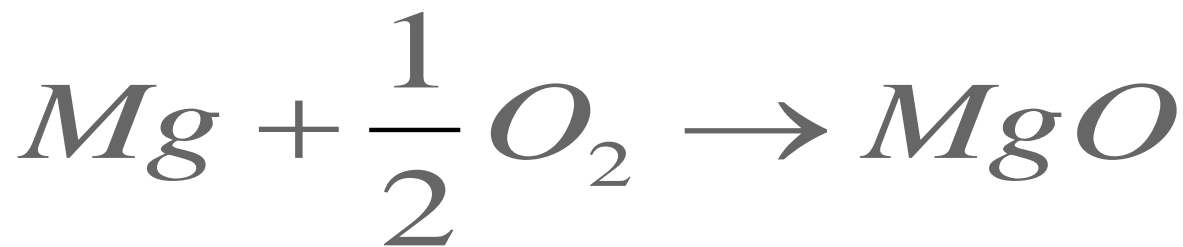
فرآیندهای زنگ زدن و خوردگی فلزات شامل نوعی واکنش شیمیایی موسوم به اکسایش - کاهش است.



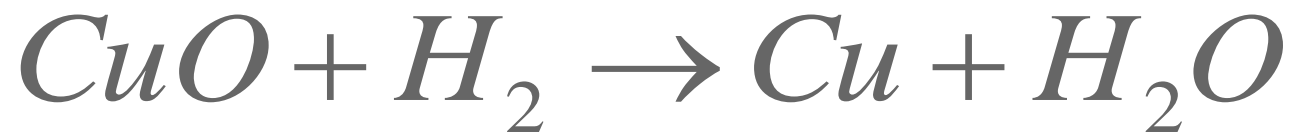
## ۳-۱ اکسایش و کاهش

الکتر شیمی ، شاخه ایی از علم شیمی است که در باره تبدیل انرژی های شیمیایی و الکتریکی به یکدیگر ، با توجه به اکنش های اکسایش و کاهش بحث می کند.

هرگاه عنصری با اکسیژن ترکیب شود . ← اکسایش صورت گرفته است .



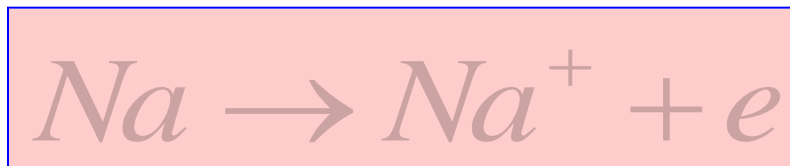
هرگاه عنصری اکسیژن خود را از دست دهد . ← کاهش صورت گرفته است .



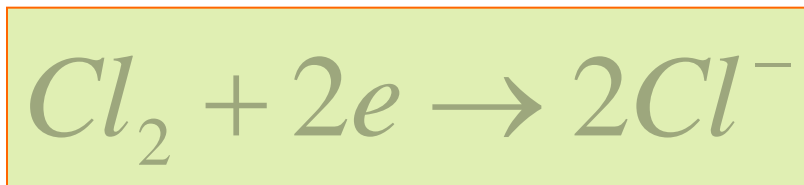
تعریف  
قدیم



اکسایش ← عنصر الکترون از دست می دهد



کاهش ← عنصر الکترون را جذب می نماید



تعریف  
جدید

GER!

• “LEO the lion growls GER.”

**L**ose  
**E**lectrons =  
**O**xidation

**G**ain  
**E**lectrons =  
**R**eduction



## ۲-۳ عدد اکسایش

عبارت است از تعداد بار الکتریکی مثبت یا منفی که می توان به اتم های یک عنصر در یک ترکیب نسبت داد .

**قاعده ۱-** عدد اکسایش هر عنصر آزاد صفر است. این عبارت درباره همه ساختارهای اتمی و مولکولی صادق است. این ساختارها ممکن است یک اتمی، دو اتمی یا چند اتمی باشند.

**قاعده ۲-** عدد اکسایش یک یون یک اتمی ( $\text{Na}^+$  ،  $\text{Ca}^{2+}$  ،  $\text{Al}^{3+}$  ،  $\text{Cl}^-$ ) برابر بار موجود روی آن یون است. بعضی اتمها چند عدد اکسایش ممکن دارند. برای مثال، آهن ممکن است به صورت  $2+$  یا  $3+$ ، و قلع به شکل  $2+$  و  $4+$  باشد.

**قاعده ۳-** عدد اکسایش هر اتم هیدروژن در اغلب ترکیبهای آن  $1+$  است. در این مورد چند استثنا وجود دارد. در ترکیبهایی مانند لیتیم هیدرید ( $\text{LiH}$ )، هیدروژن به عنوان اتم الکترون گاتیوتر، عدد اکسایش  $1-$  دارد.



**قاعده ۴-** عدد اکسایش هر اتم اکسیژن در اغلب ترکیبهای آن -۲ است (مثلاً  $H_2O$ ). در پروکسیدها ( $H_2O_2, Na_2O_2$ ) به هر یک از اتمهای اکسیژن عدد اکسایش -۱ نسبت داده می‌شود.

**قاعده ۵-** مجموع عددهای اکسایش همه اتمها در یک ذره باید برابر بار ظاهری آن ذره باشد. در  $SO_4^{2-}$ ، گوگرد عدد اکسایش +۶ و هر یک از اکسیژن‌ها عدد اکسایش -۲ دارند. بار نهایی این ذره برابر -۲ است.

**قاعده ۶-** عناصر گروه (IA)، گروه (IIA) و آلومینیم، در ترکیبات به ترتیب عدد اکسایش +۱، +۲ و +۳ دارند.

عددهای اکسایش عناصر را در  $Na_2SO_4$  مشخص کنید.

راه حل:

برحسب قاعده شماره ۶، عدد اکسایش سدیم +۱ است.

برحسب قاعده شماره ۴، عدد اکسایش اکسیژن -۲ است.

برحسب قاعده شماره ۵، مجموع عددهای اکسایش در واحد فرمولی نامبرده صفر

است. چنانچه عدد اکسایش گوگرد را  $x$  بگیریم، خواهیم داشت.

$$2(+1) + x + 4(-2) = 0$$

$$x = +6$$

مثال

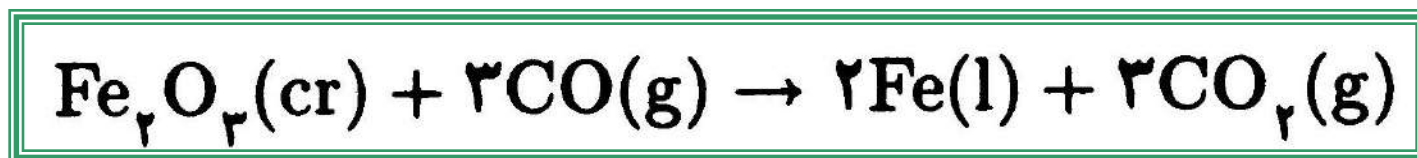
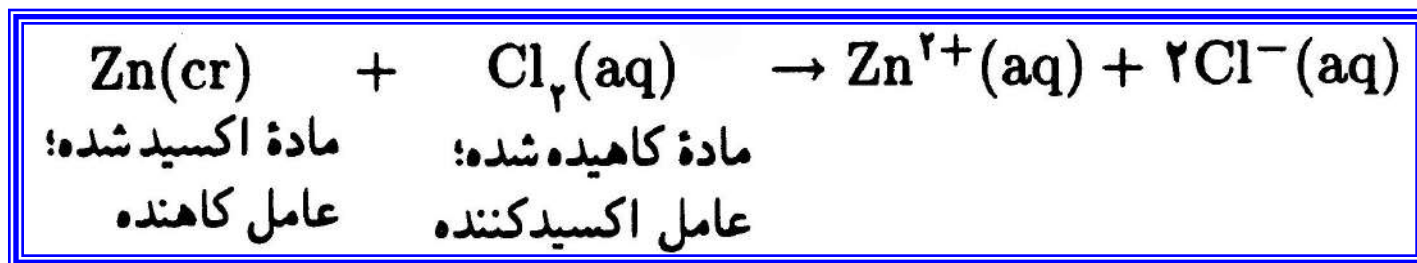




### ۳-۳ عوامل اکسنده و کاهشنده

ماده ای که در این واکنش اکسایش – کاهش الکترون از دست می دهد ، عامل کاهشنده نامیده می شود .

ماده ای که در واکنش اکسایش – کاهش الکترون دریافت می کند ، عامل اکسید کننده نامیده می شود .



$Fe_2O_3$	←	عنصر آهن ، کاهشنده شده است
$CO$	←	عنصر کربن ، اکسید شده است

}

اکسایش = کاهنده = اکسید شونده = احیا کننده

کاهش = اکسنده = اکسید کننده = احیا کننده

همیشه داریم :

آذرخش انرژی لازم برای واکنش اکسایش-کاهش را فراهم می‌کند که در آن گازهای نیتروژن و اکسیژن با یکدیگر واکنش می‌دهند و نیتروژن (II) اکسید، NO، پدید می‌آورند. مطابق یک برآورد تقریبی، سالانه در حدود ۴۰ میلیون تن  $N_2$  به کمک آذرخش به NO اکسید می‌شود.





## ۳-۴ واکنش های اکسایش و کاهش

یون ها یا مولکول ها بدون تغییر ظاهری  
در ساختار الکترونی ذرات با یکدیگر  
ترکیب می شوند .

1

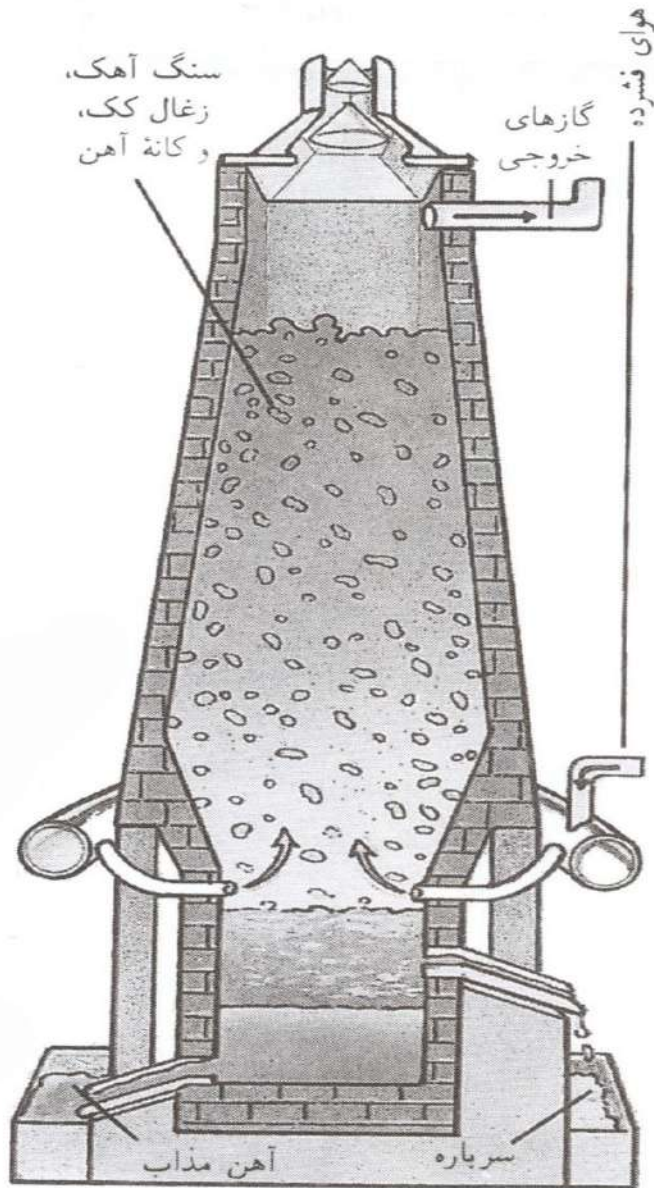
واکنش های شیمیایی  
دو دسته اند :

2

ساختار الکترونی یون ها یا اتم ها تغییر می کنند .

واکنش های نوع دوم ، که شامل تغییر الکترونی است واکنش های اکسایش و کاهش یا ردوکس ( **Redox** ) نامیده می شوند .

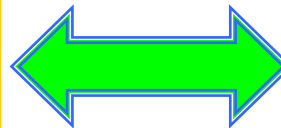




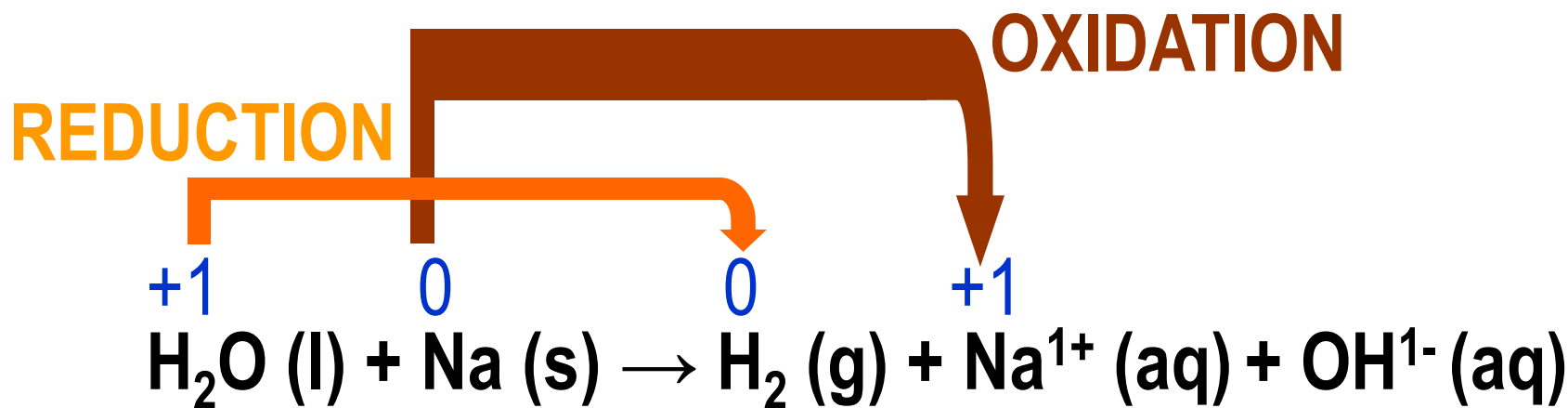
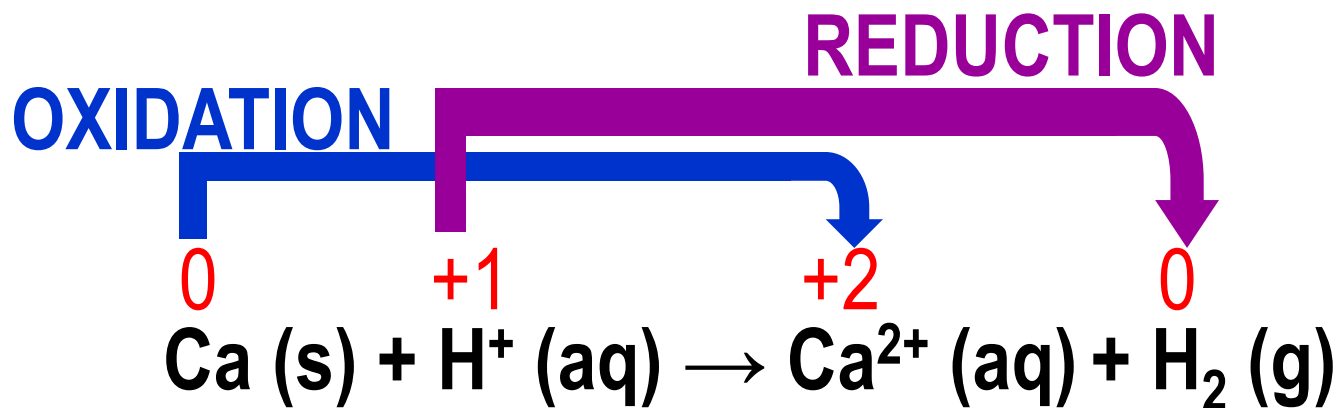
۱. در یک واکنش اکسایش - کاهش ،  
الکترون ها منتقل می شوند .

۲. الکترون ها هم زمان از دست  
می روند و به دست می آیند .

۳. تعداد الکترون های از دست رفته  
باید برابر تعداد الکترون های  
به دست آمده باشد .



کوره ی بلند ذوب آهن  
برای کاهش کانه آهن به  
کار می رود . آهن مذاب از  
ته کوره خارج می شود .

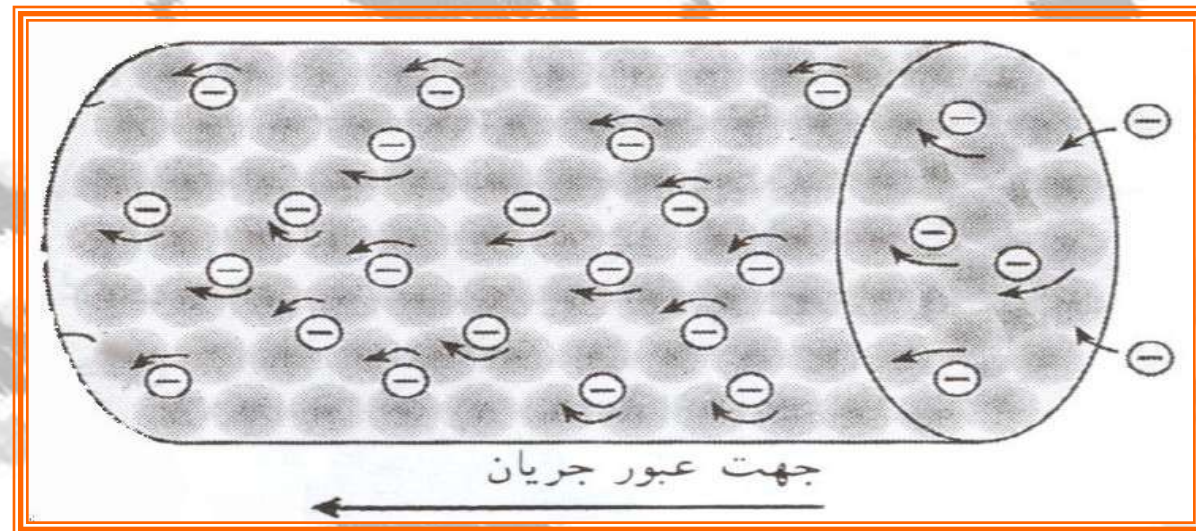


## ۳-۵ رسانش فلزی و اختلاف پتانسیل

چنانچه انرژی پتانسیل الکترون ها را در فلزات بالا ببریم ، آنها به سمتی که انرژی پتانسیل کمتری دارد روانه می شوند .

بنابر این ، رسانش از طریق جابه جا شدن الکترون ها در فلزات برقرار می شوند .

این گونه رسانش را رسانش فلزی یا رسانش الکترونی می نامند .





## الکترو شیمی

- یک روش معمول برای ایجاد اختلاف پتانسیل ، استفاده از مولد است .
- اختلاف انرژی پتانسیل در دو سر یک سیستم باعث برقراری جریان می شود .
- اختلاف پتانسیل الکتریکی با واحدی به نام ولت بیان می شود .
- جریان الکتریکی یا به عبارتی تعداد الکترون هایی که در هر ثانیه از مدار می گذرند را آمپر می نامند .

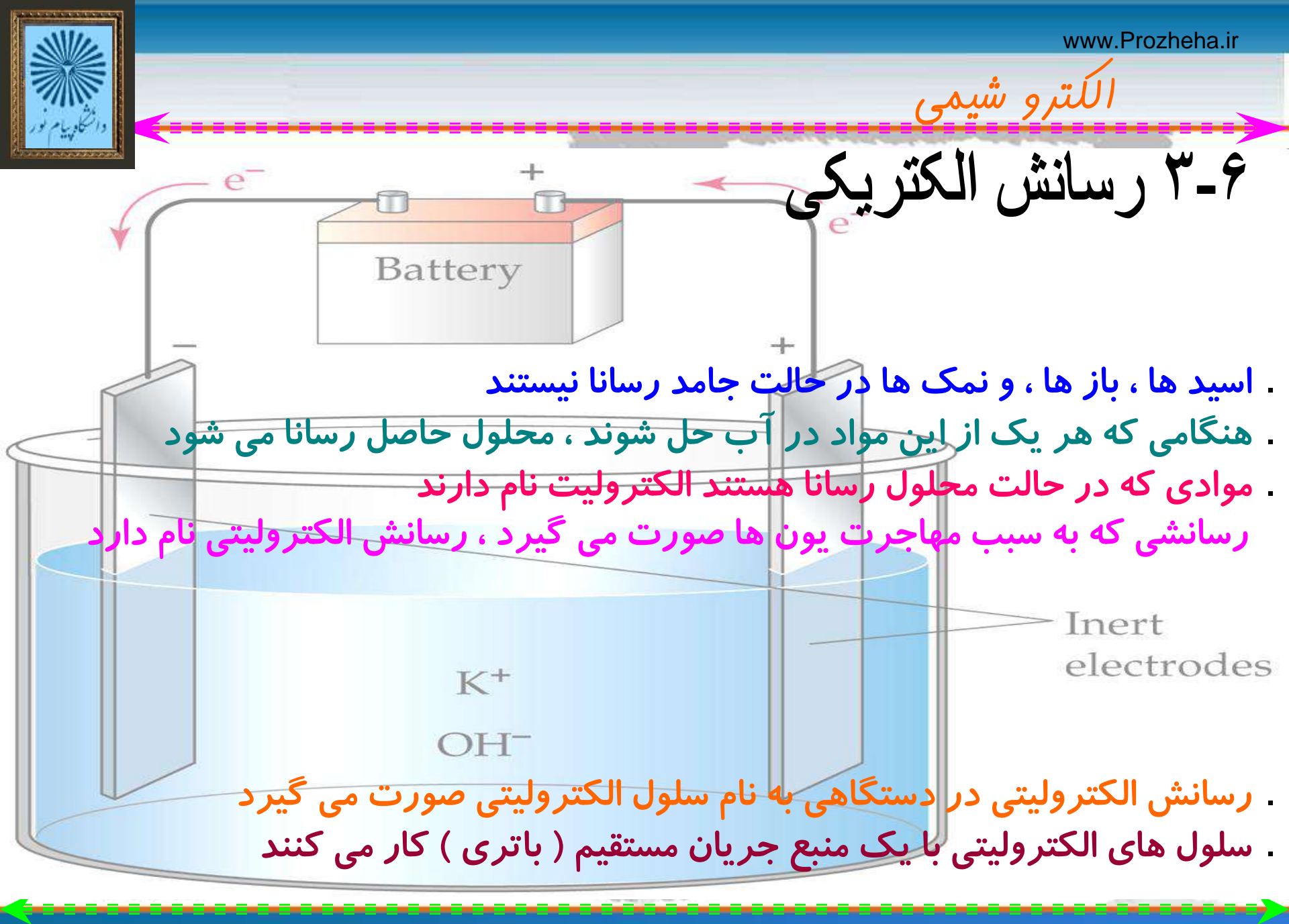


الکساندر ولتا (۱۷۴۵-۱۸۲۷) فیزیکدان ایتالیایی و مخترع اولین باتری است که اکنون پیل ولتا نامیده می شود. این پیل شامل صفحات متناوبی از مس و روی است که توسط صفحات مقوایی نازک که در محلول نمکی غوطه ورنند، از هم جدا شده اند. به خاطر کمک او به علم الکتریسیته، واحد اختلاف پتانسیل الکتریکی (ولت) به نام او است.



## الکترو شیمی

## ۳-۶ رسانش الکتریکی



## الکترو شیمی

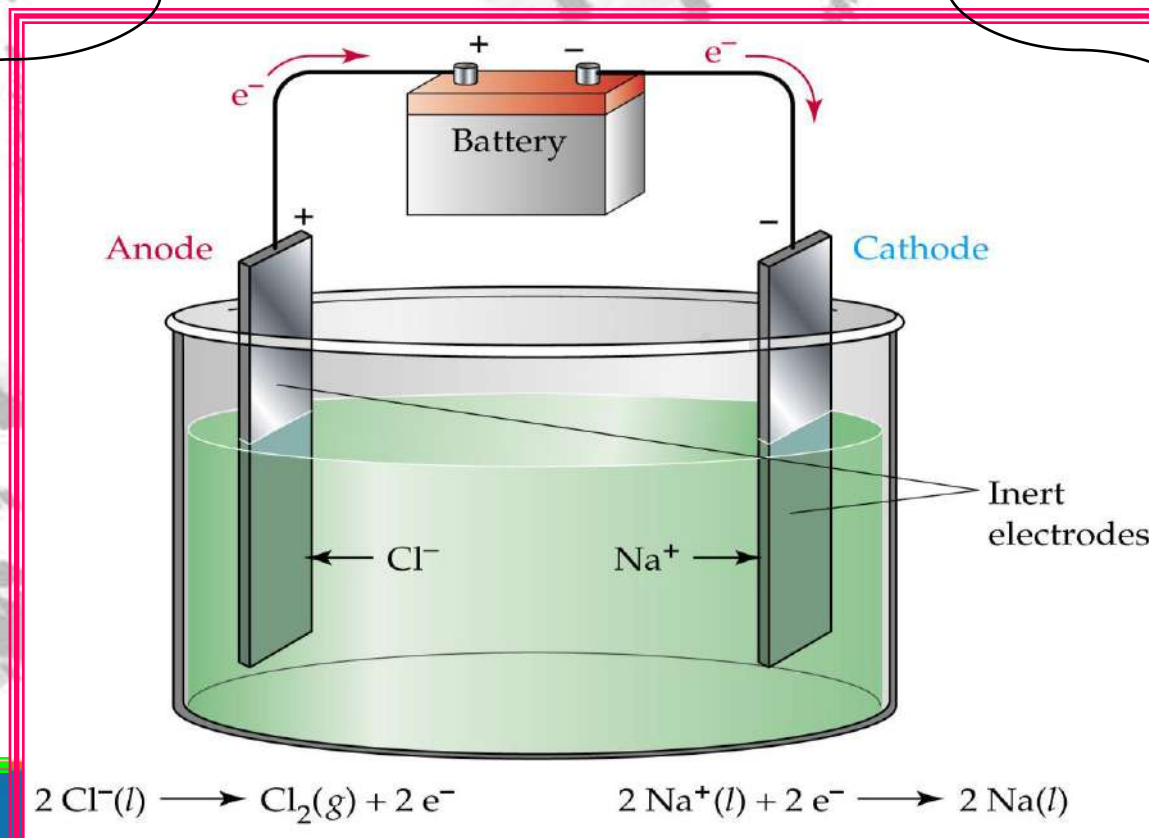
هر سلول شامل دو الکتروود می باشد :

الکتروودی که به قطب مثبت  
باتری نصب می شود .

الکتروودی که به قطب منفی  
باتری نصب می شود .

آند

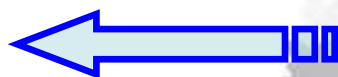
کاتد



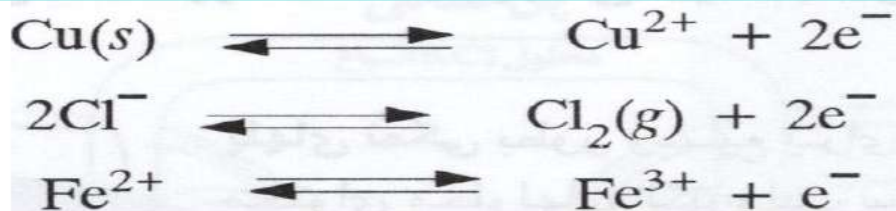
## الکترو شیمی



عمل اکسایش در آند  
رخ می دهد .



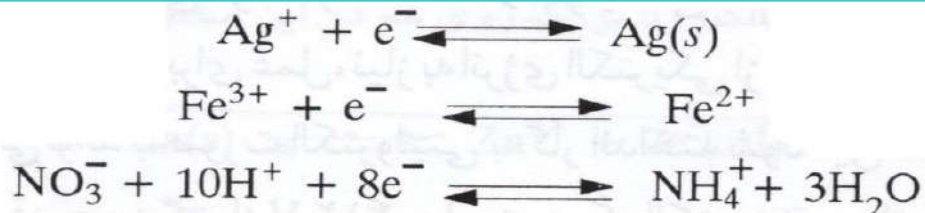
آنیون ها جذب آند  
می شوند .



عمل کاهش در کاتد  
رخ می دهد .



کاتیون ها جذب کاتد  
می شوند .



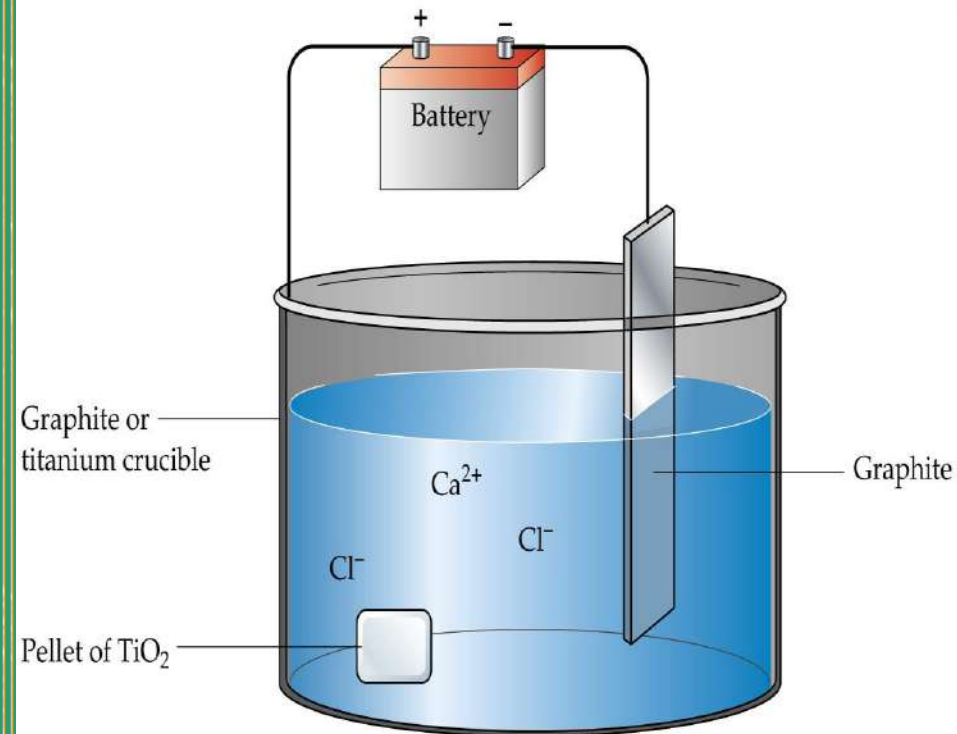
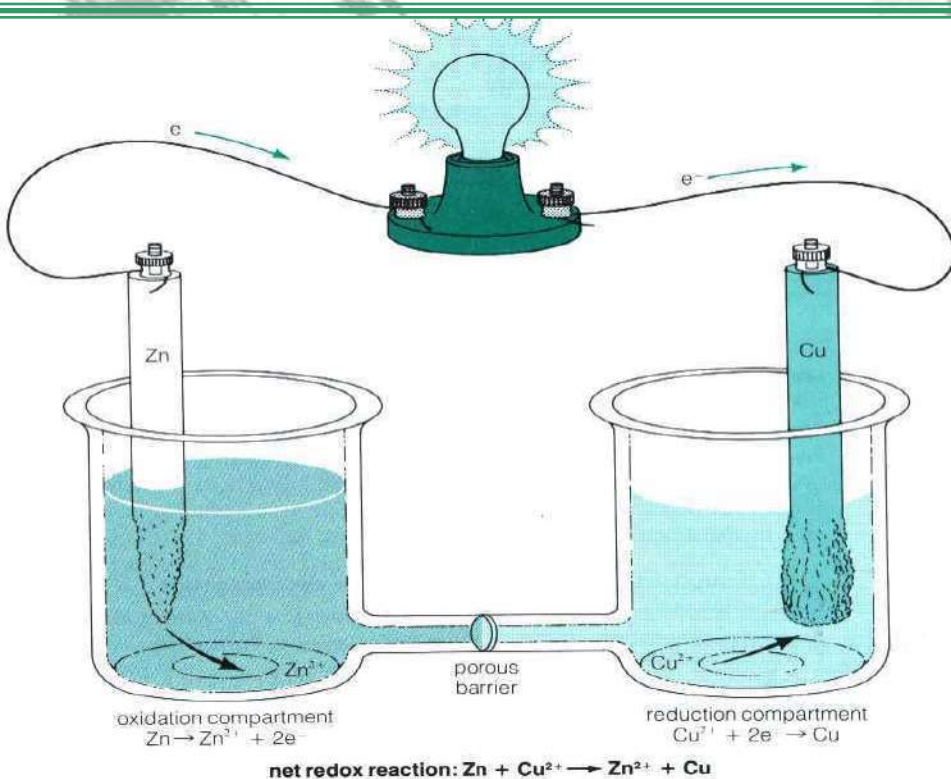
در سلول  
الکتروشیمیایی

## الکترو شیمی

## ۳-۷ انواع پیل های الکترو شیمیایی

۱ - پیل های گالوانی : انرژی شیمیایی را به انرژی الکتریکی تبدیل می کند .

۲ - پیل های الکترولیتی ( سلول الکترویز ) انرژی الکتریکی را به انرژی شیمیایی تبدیل می کنند .





## الکترو شیمی

## قرار دادهای مربوط به الکترودها

آند	کاتد	
آنیون	کاتیون	یونهای جذب شده
به سوی بیرون پیل	به سوی درون پیل	جهت حرکت الکترونها
اکسایش	کاهش	نیم واکنش
مثبت	منفی	علامت پیل الکترولیز
منفی	مثبت	علامت پیل گالوانی

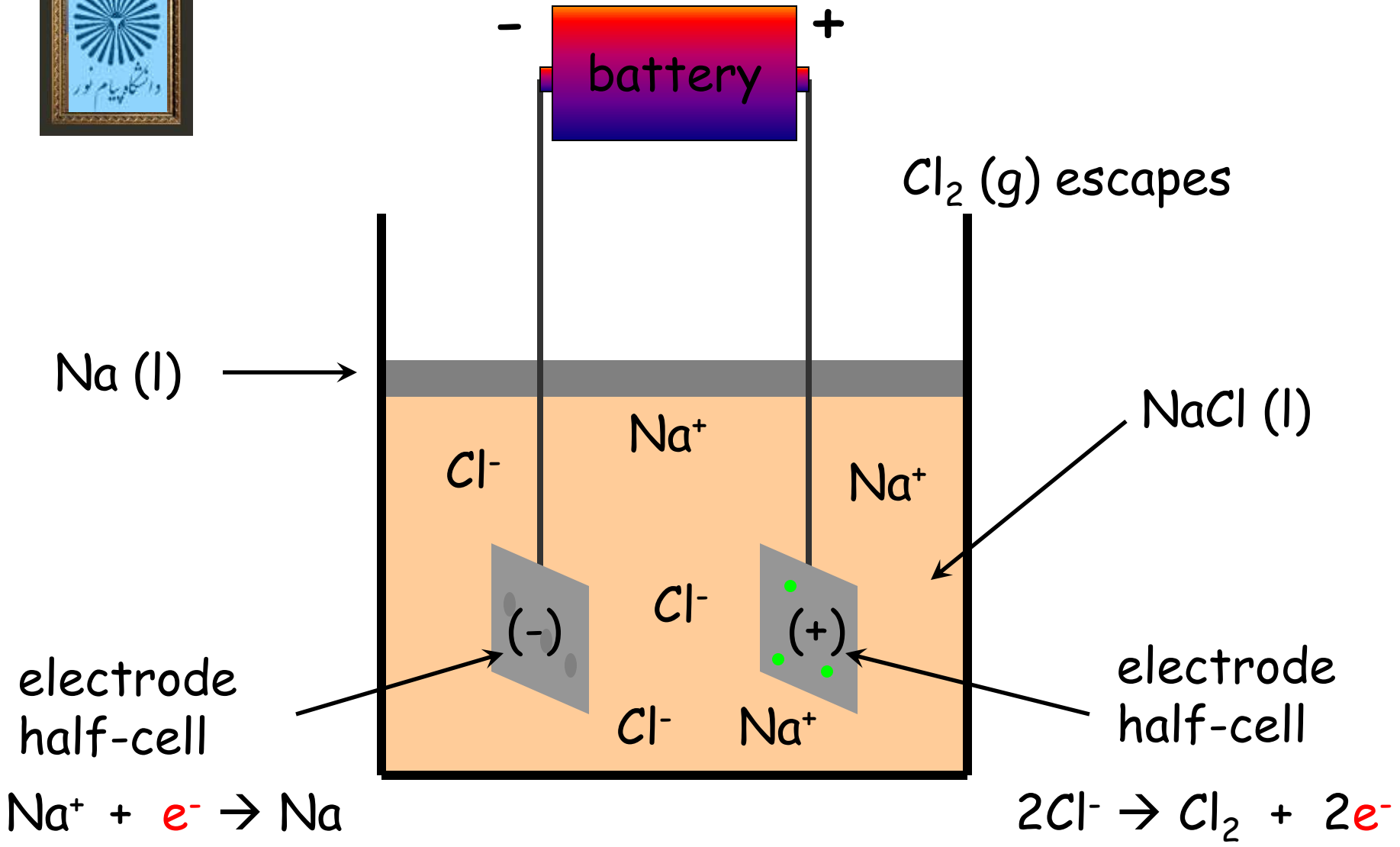
توجه کنید که هم در پیل گالوانی و هم در سلول الکترولیز ، عمل الکترون دهی ( اکسایش ) در آند و الکترون گیری ( کاهش ) در کاتد رخ می دهد .

## ۳-۸ الکترولیز

۱ - الکترولیز سدیم کلرید مذاب : یک روش صنعتی جهت تولید فلز سدیم و گاز کلر است .

# Molten NaCl

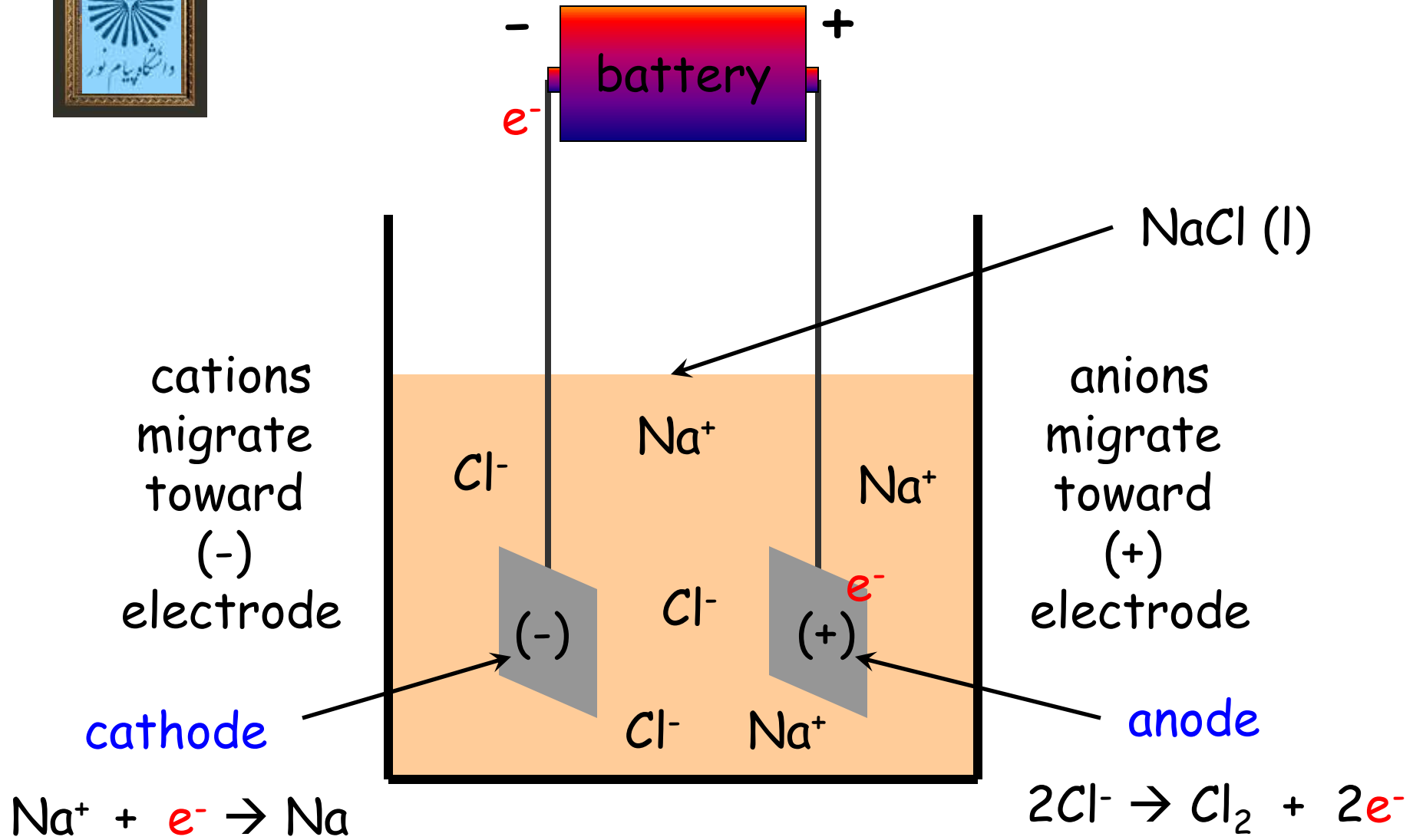
Observe the reactions at the electrodes



# Molten NaCl



At the microscopic level



cations migrate toward (-) electrode

anions migrate toward (+) electrode

cathode

anode



## الکترو شیمی

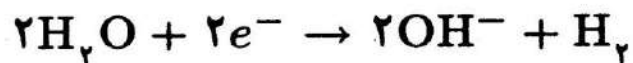
$H^+$   $Na^+$  کاتیون های موجود در محلول شامل

$OH^-$   $Cl^-$  آنیون های موجود در محلول شامل

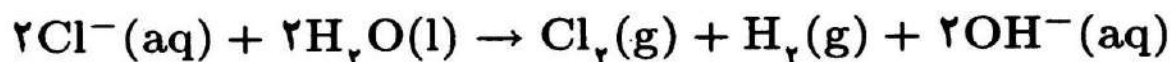
۲- الکترو لیز محلول  
سدیم کلرید

در رقابت الکترون دهی بین آنیون ها ، یون های کلرید غلبه خواهند داشت .

در رقابت الکترون گیری بین کاتیون ها ، یون های هیدروژن برتری خواهند داشت .

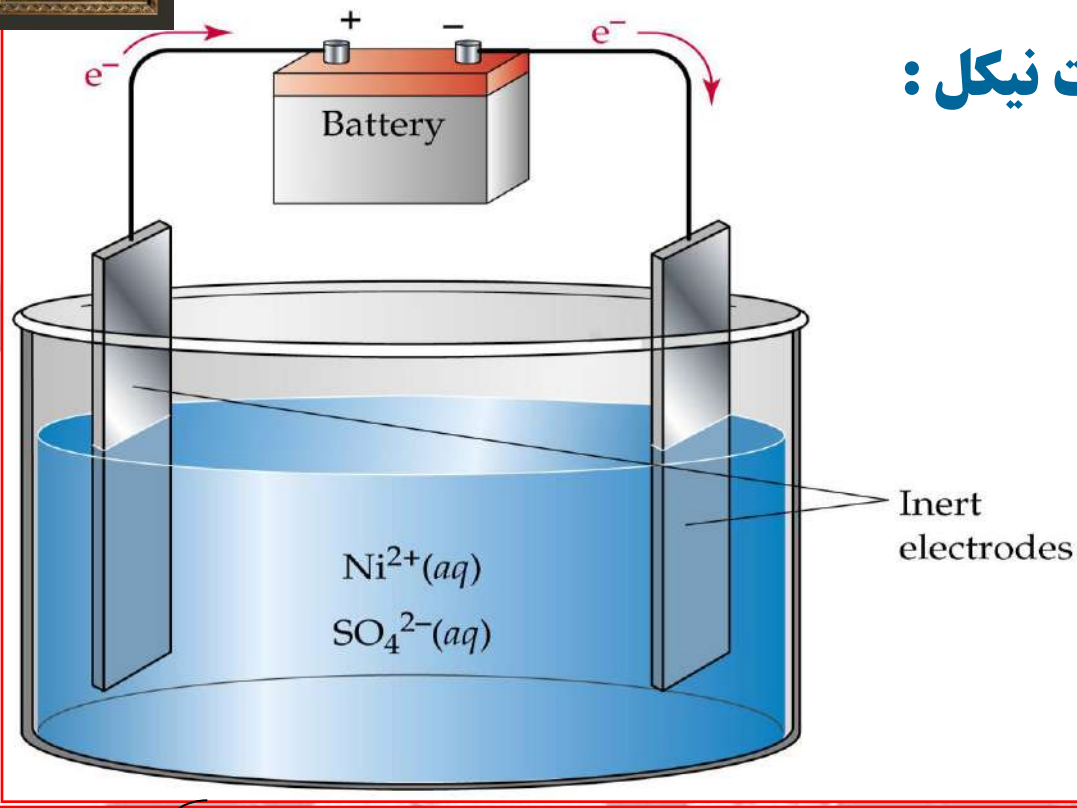


معادله کلی واکنش ممکن است به صورت زیر نوشته شود.



توجه داشته باشید که این رقابت به دلیل وجود اختلاف در پتانسیل کاهش این عناصر می باشد .





### ۳ - الکترولیز محلول آبی سولفات نیکل :

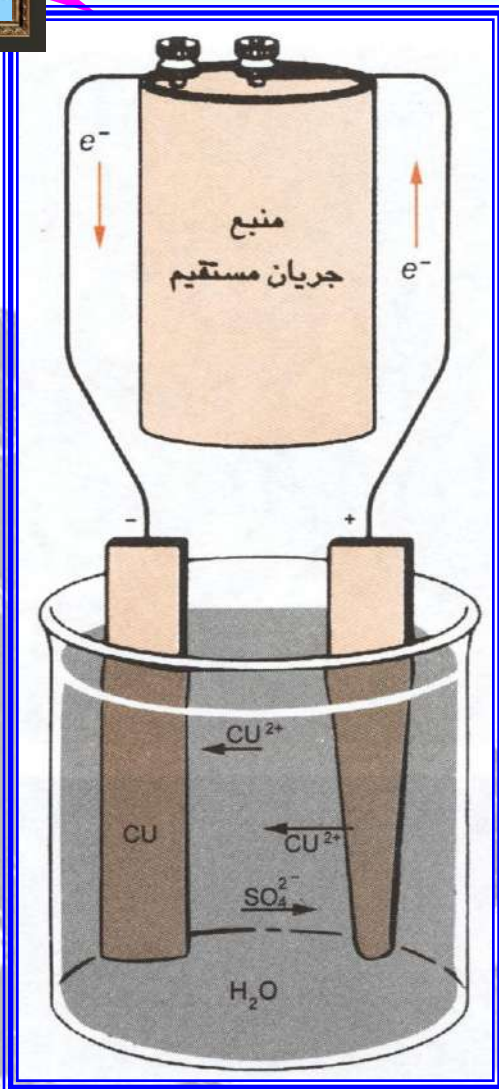
در این سلول یون های  $H^+$  به سمت آند و یون های  $OH^-$  به سمت کاتد خواهند رفت.



واکنش در کاتد

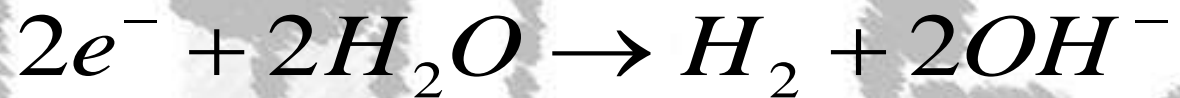


واکنش در آند



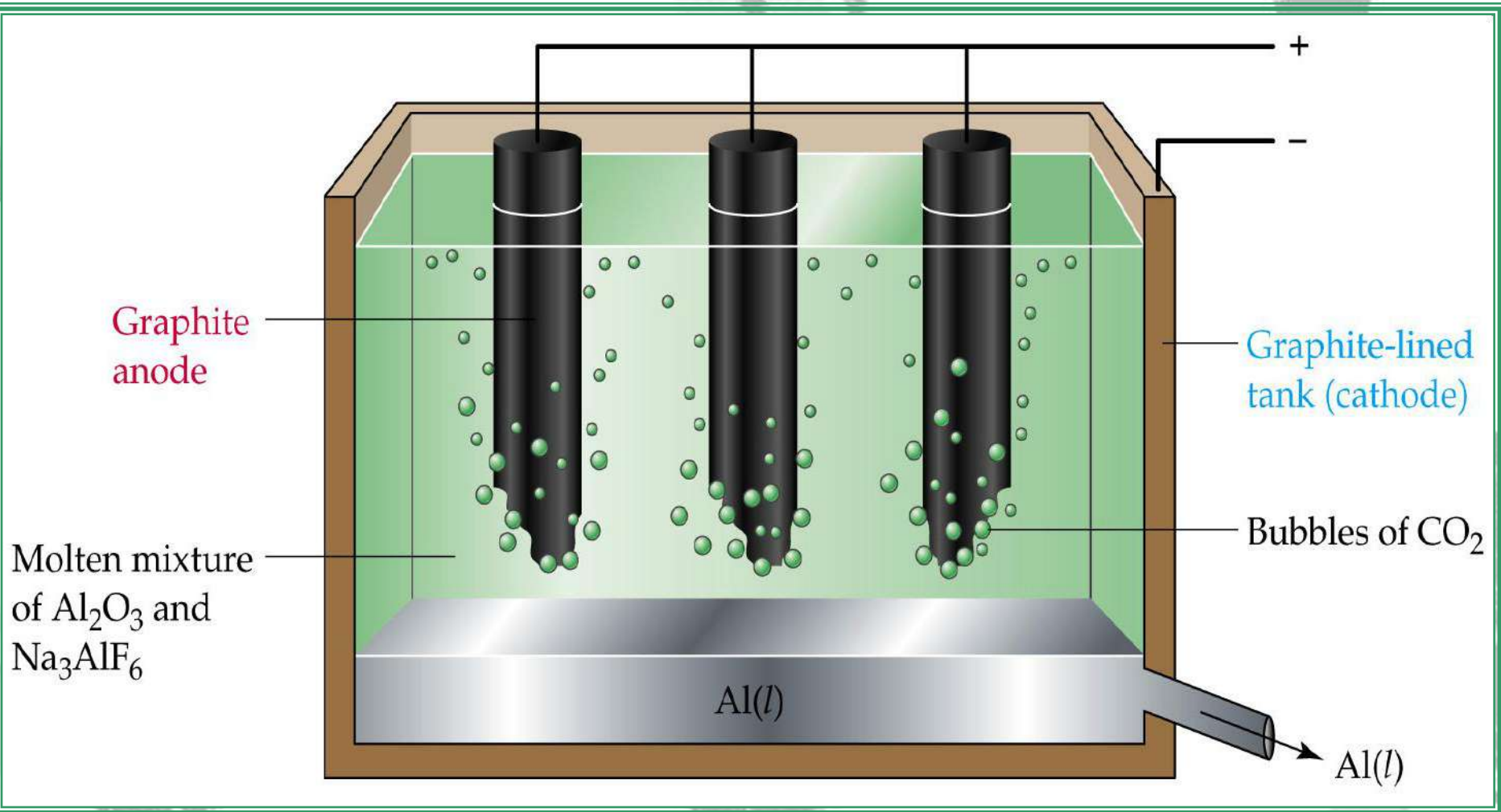
## ۵ - الکتولیز محلول آبی سولفات مس بین الکترودهای مسی

فرآیندهای الکتروکاتود و کاتد این سلول به صورت زیر است:



قابل ذکر است که محلول در اطراف الکتروکاتود به دلیل وجود یون های  $OH^{-}$  دارای خاصیت قلیایی می باشد.

کاربرد شیمی در متالورژی : استخراج آلومینیوم به وسیله الکترو لیز

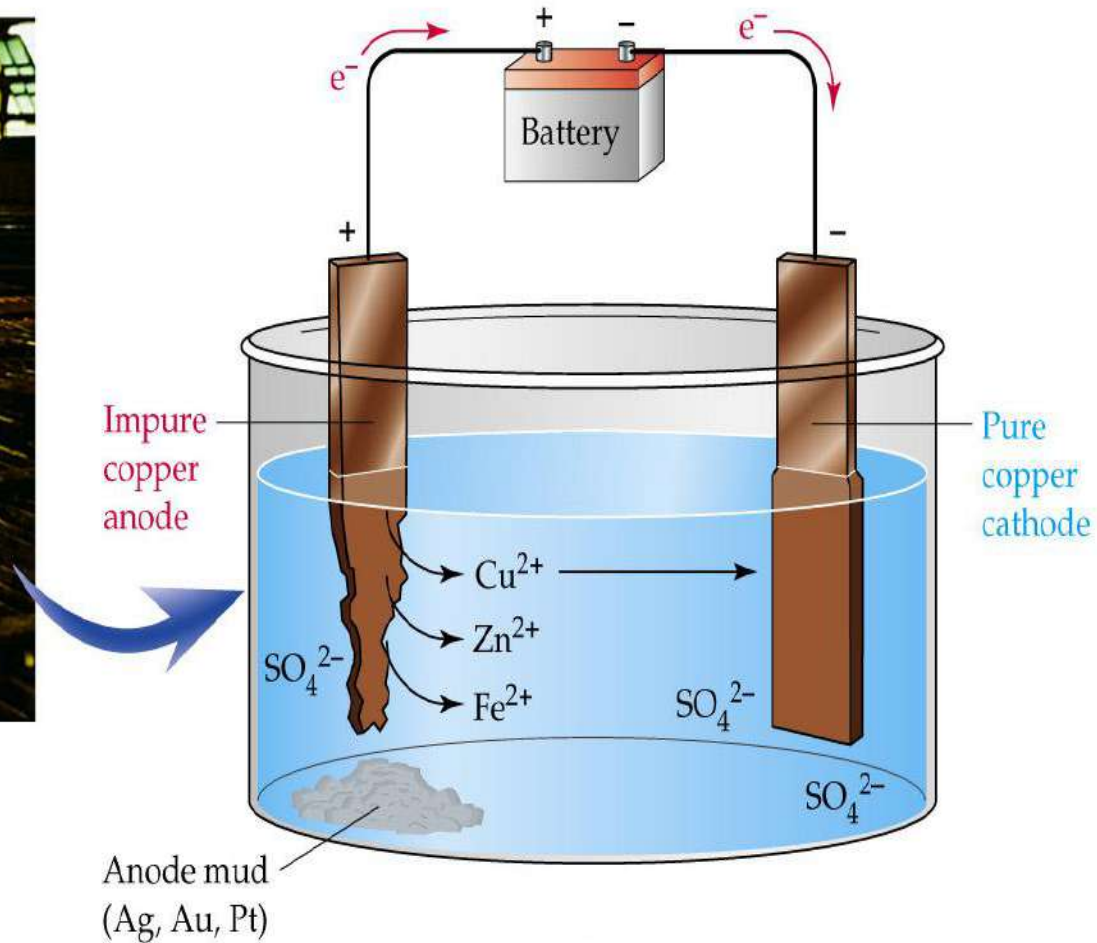




## کاربرد شیمی در متالورژی : استخراج مس به وسیله الکترولیز



(a)

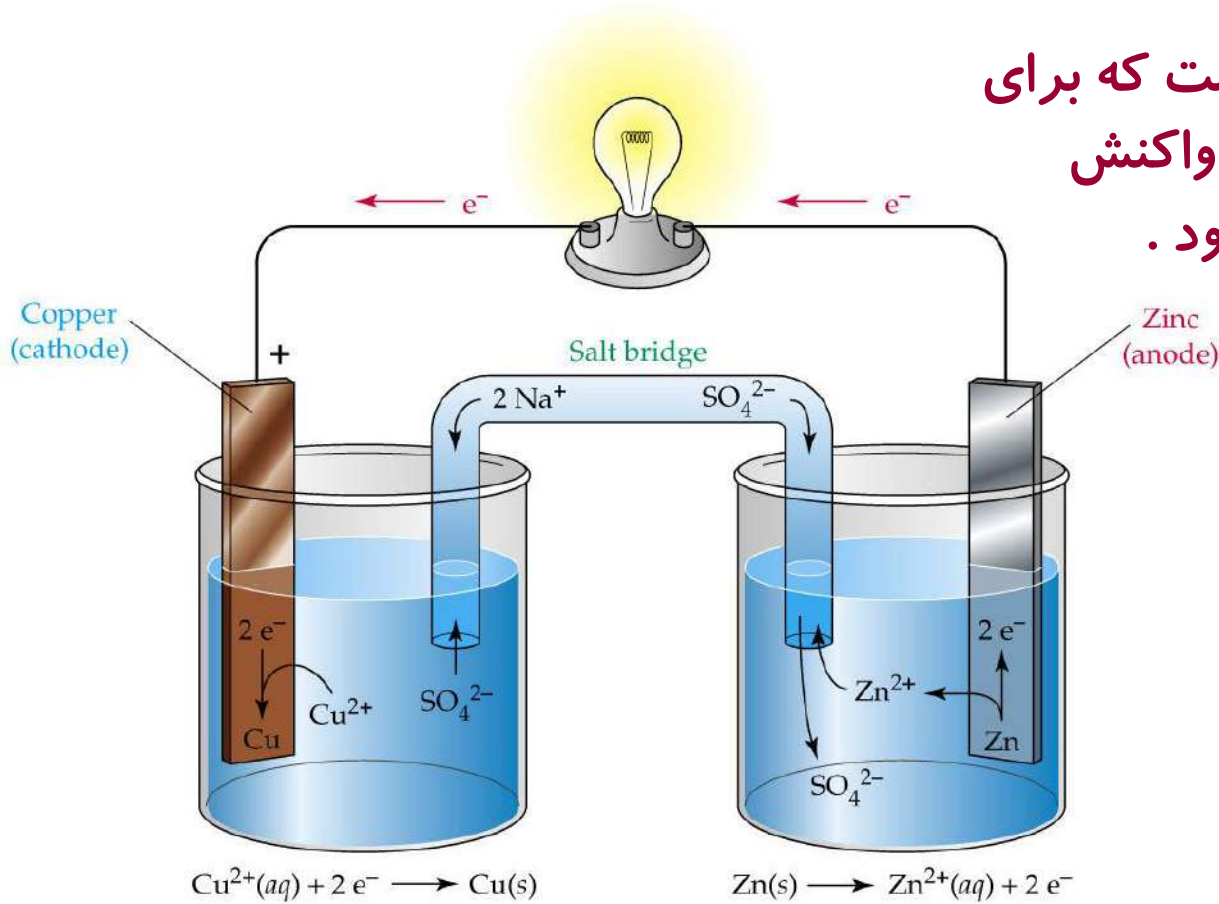


(b)



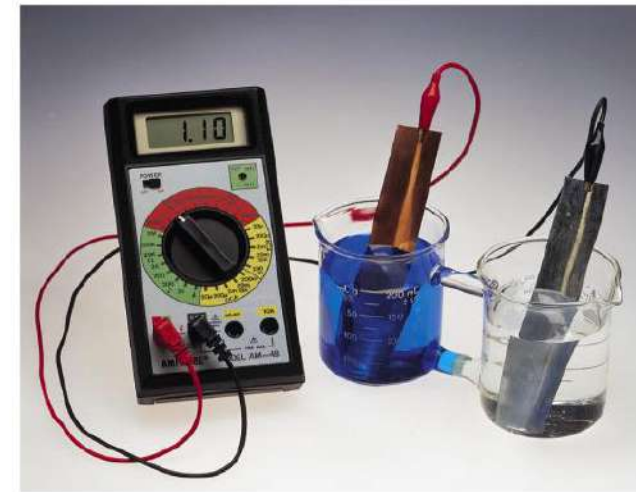
## الکترو شیمی

## ۳-۹ سلول ولتایی (پیل گالوانیک)



(a)

یک سلول ولتایی وسیله ای است که برای تولید انرژی الکتریکی از یک واکنش اکسایش و کاهش به کار می رود.



(b)

## الکترو شیمی

### پل نمکی :

انتقال و توازن بار الکتریکی و همچنین مهاجرت آنیون ها را بر عهده خواهد داشت .  
در صورت نبود پل نمکی اختلاف پتانسیل پیل بعد از مدتی کاهش یافته و به صفر  
خواهد رسید .

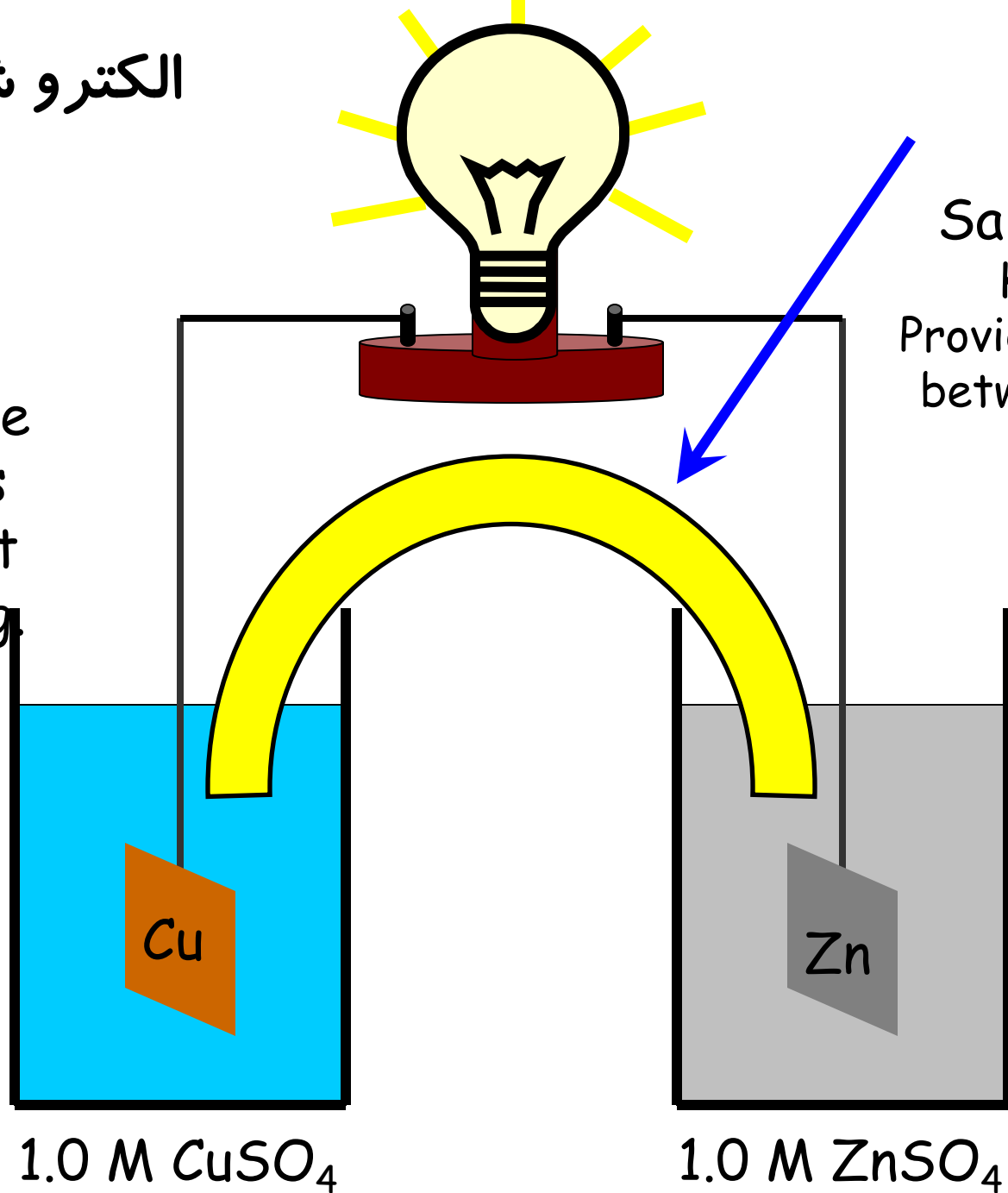


میشل فارادی (۱۸۶۷-۱۷۹۱) یکی از مشهورترین شیمیدانان و فیزیکدانان زمان خود بود. از مهمترین کشفیات او، قانون فارادی در الکترولیز است. اگرچه فارادی در زمینه ریاضیات چندان تبحر نداشت، اما در زمینه عملی بسیار ماهر و یک سخنران و معلم تحسین برانگیز بود. مقدار بار یک مول الکترون، به افتخار او فارادی نامیده می شود.

# الکترو شیمی



Observe the electrodes to see what is occurring.



Salt bridge -  
KCl in agar  
Provides conduction  
between half-cells

1.0 M  $\text{CuSO}_4$

1.0 M  $\text{ZnSO}_4$

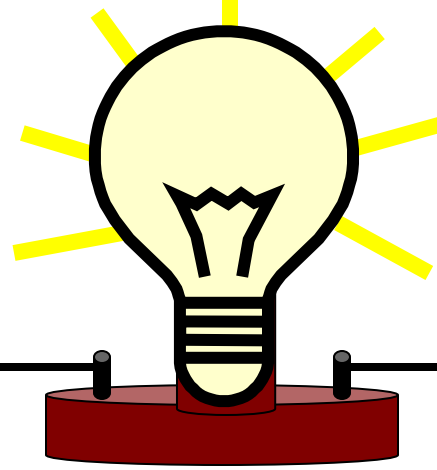
What about half-cell reactions?



www.Prozheha.ir  
الکترو شیمی

What about the sign of the electrodes?

- Why?



+

-

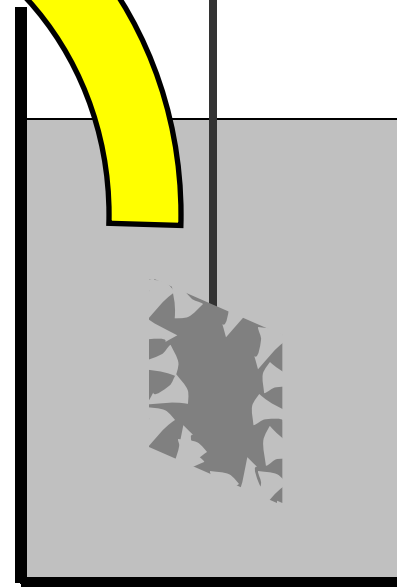
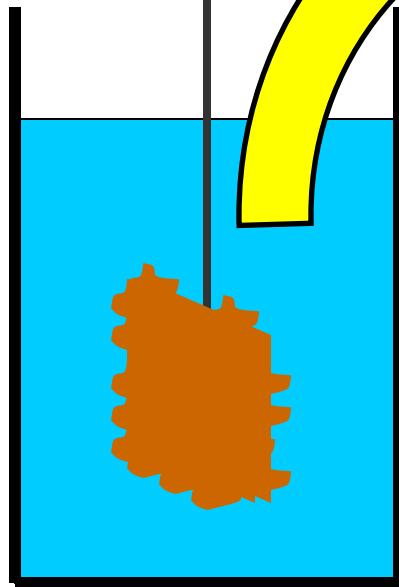
cathode half-cell  
 $Cu^{+2} + 2e^{-} \rightarrow Cu$

anode half-cell  
 $Zn \rightarrow Zn^{+2} + 2e^{-}$

Cu plates out or deposits on electrode

Zn electrode erodes or dissolves

What happened at each electrode?

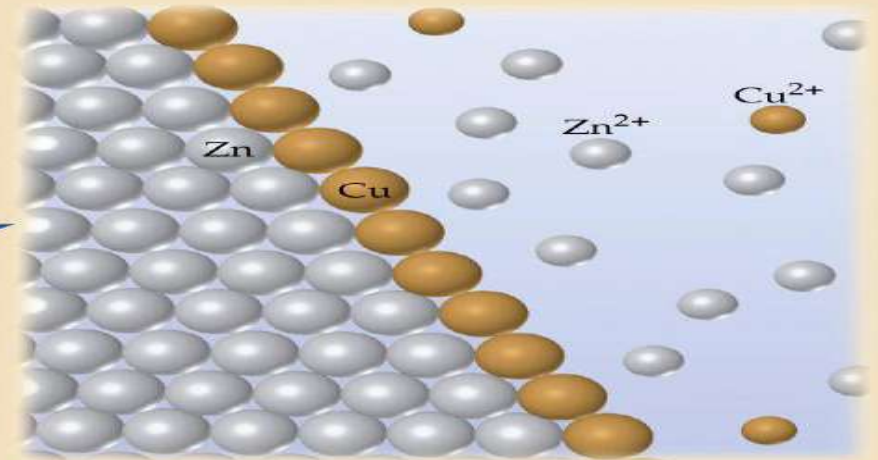
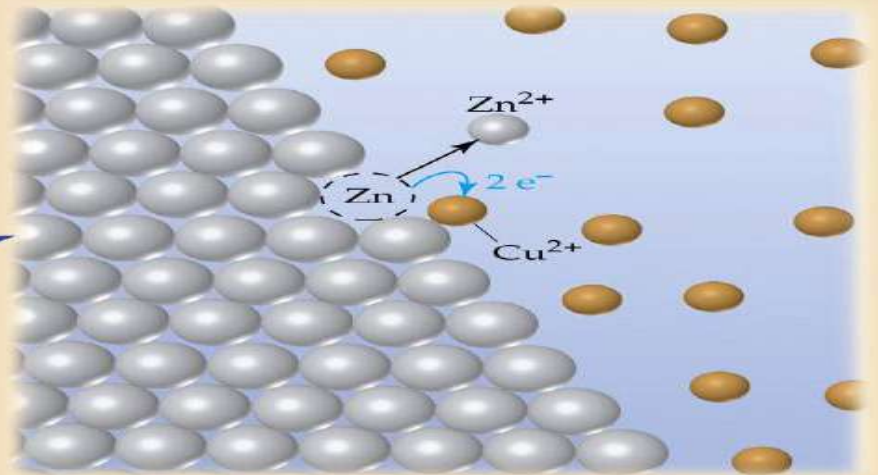


1.0 M  $CuSO_4$

1.0 M  $ZnSO_4$



# الکترو شیمی



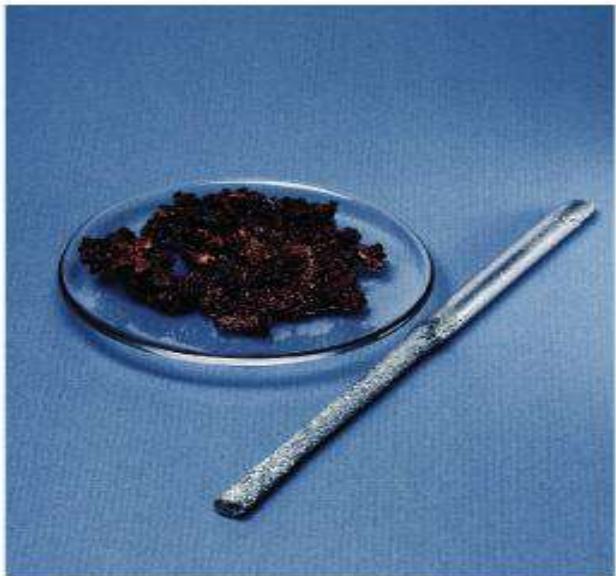
# الکترو شیمی



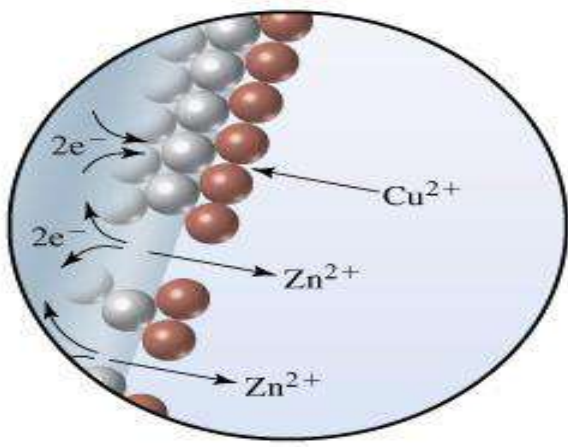
(a)



(b)



(c)

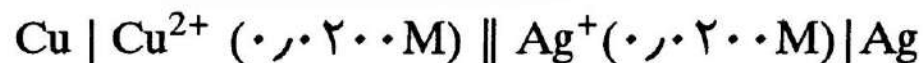


## الکترو شیمی

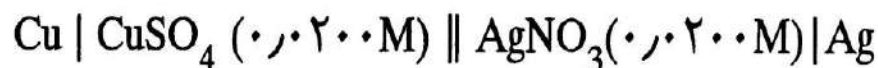
## ۱۰-۳ بیان طرح پیل ها

به طور قراردادی، در این نمایش، آند همیشه در سمت چپ و کاتد در سمت راست قرار میگیرد.

یک خط عمودی، تنها نشان دهنده مرز فازی یا سطح مشترک است که در عرض آن پتانسیلی برقرار می شود.



صورت دیگر نمایش این پیل به صورت زیر است.



حضور نقره در سمت چپ نشان می دهد که نقره آند است.







## ۱۱-۳ انواع پیل های ولتایی تجاری

### ۱- پیل خشک:

الف: نوع اسیدی

در نوع اسیدی آند شامل محفظه ای از روی است که با خمیر مرطوبی

از  $MnO_2$  و  $NH_4Cl$  و کربن در تماس است.

واکنش کاتدی

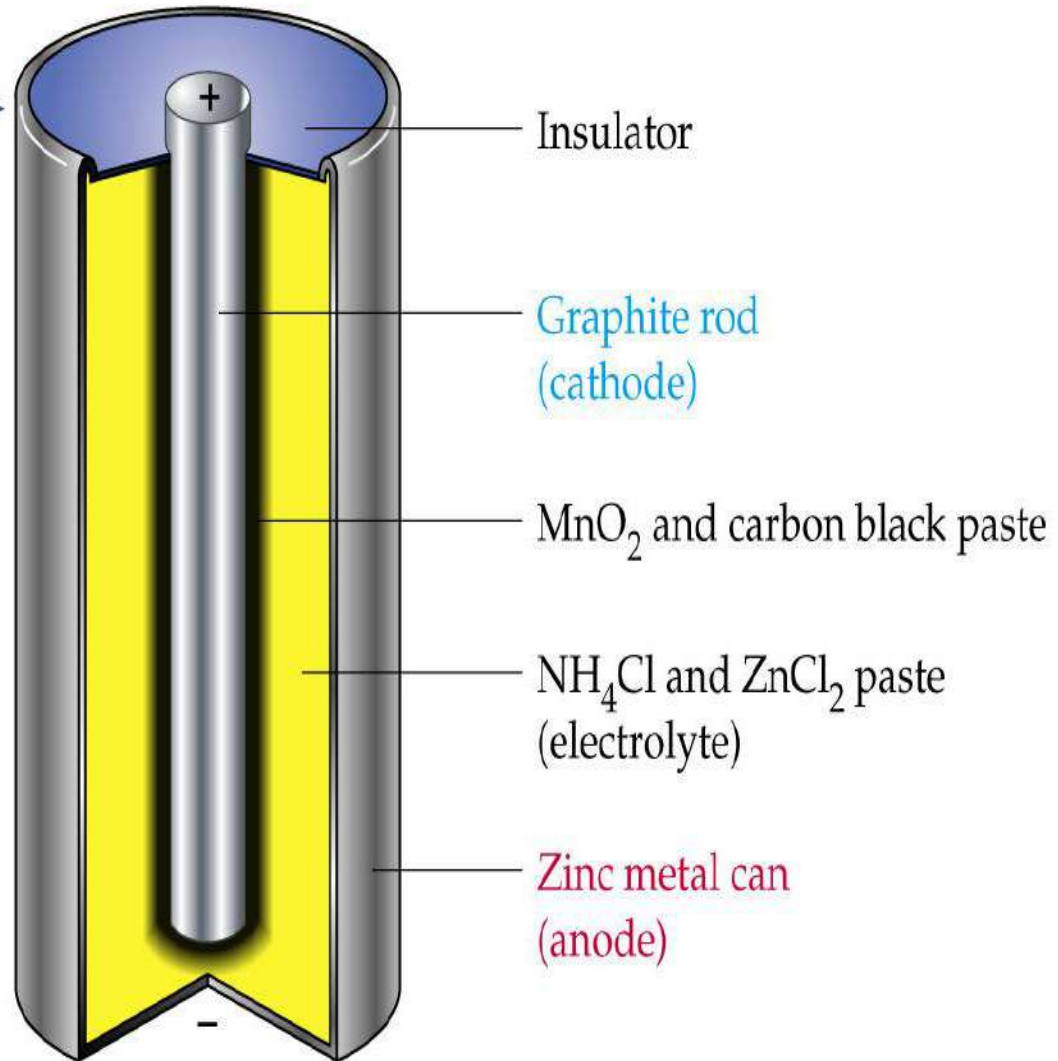


واکنش آندی





# الکترو شیمی



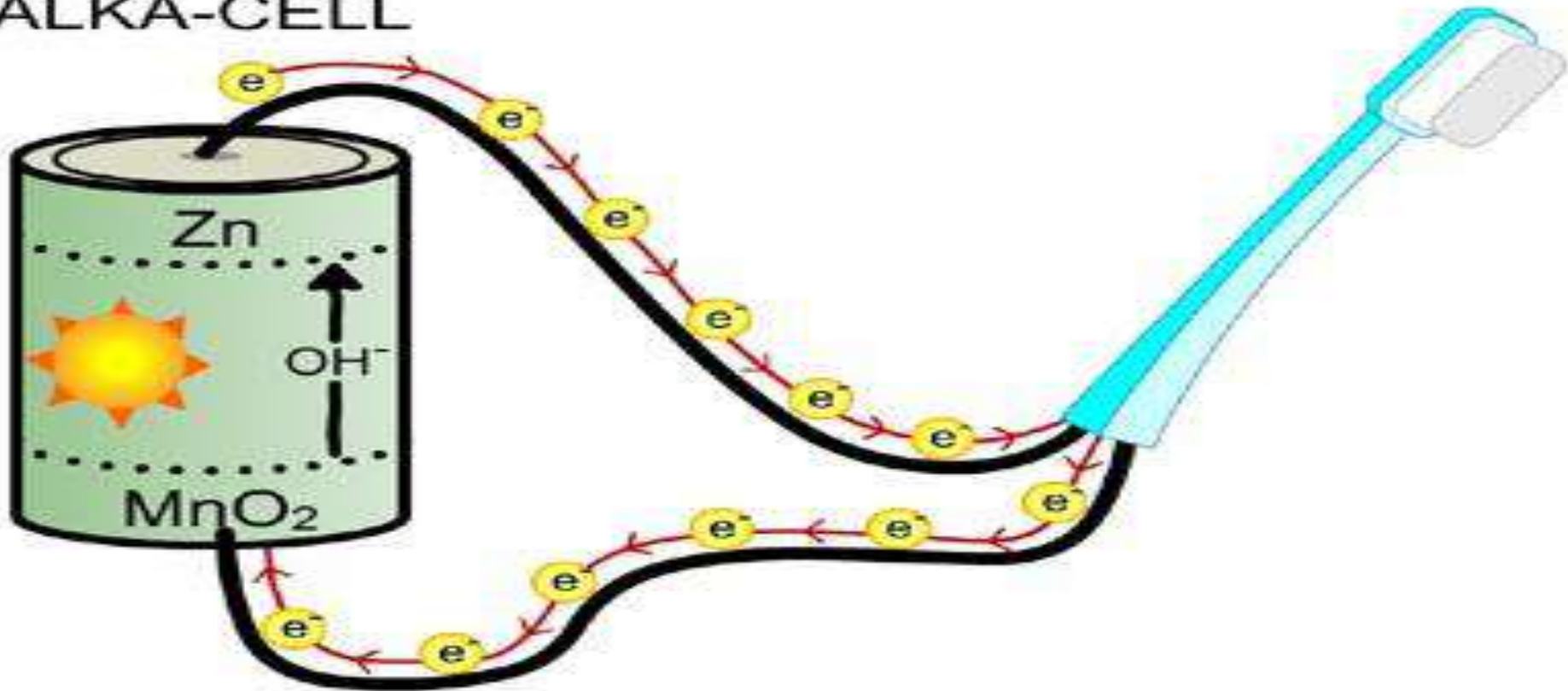


# الکترو شیمی

ب: نوع بازی: ( **ALKALINE** )

در نوع قلیایی به جای  $NH_4Cl$  از  $KOH$  استفاده می شود.

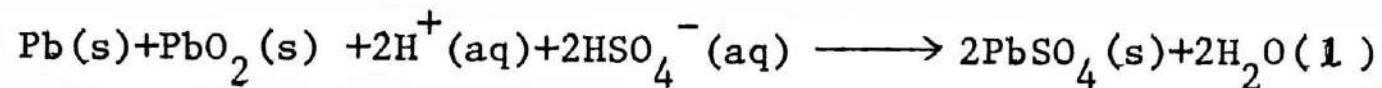
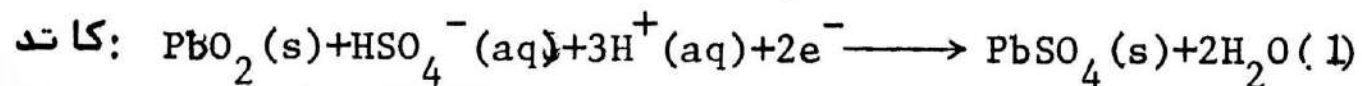
ALKA-CELL



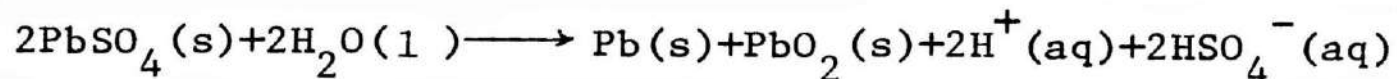


## ۲- پیل انباره سربی :

واکنش های آندی و کاتدی در یک انباره سربی عبارت است از :

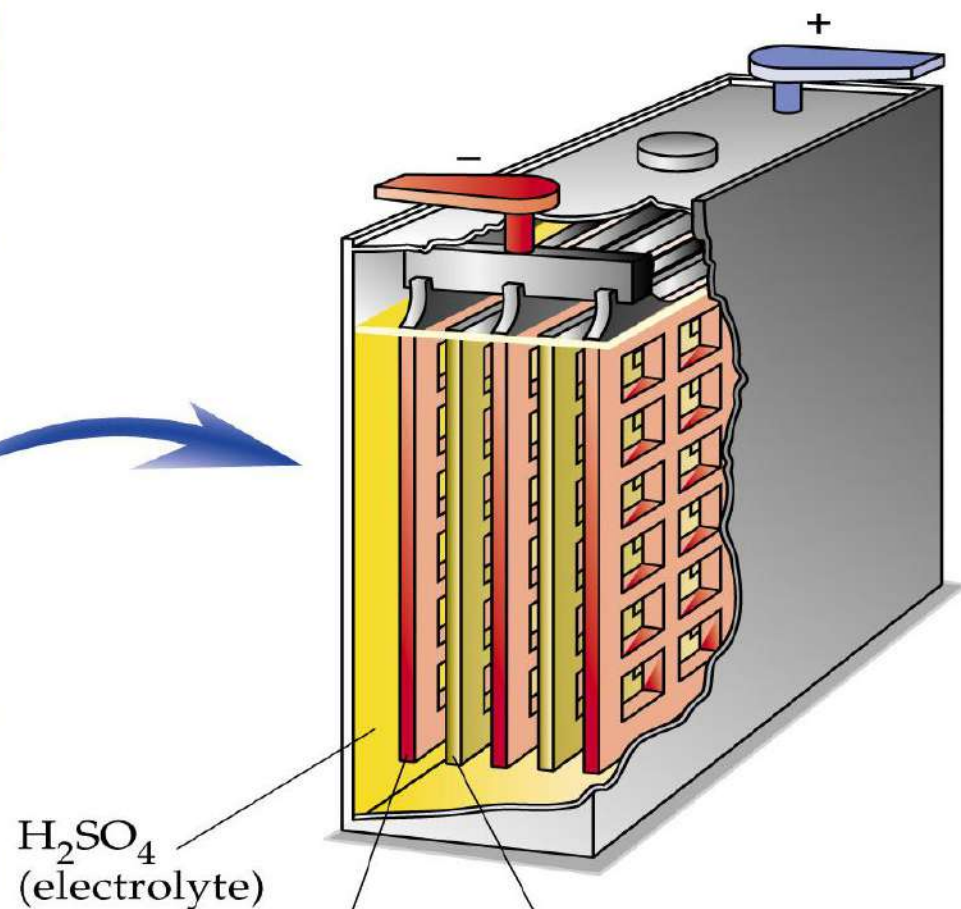
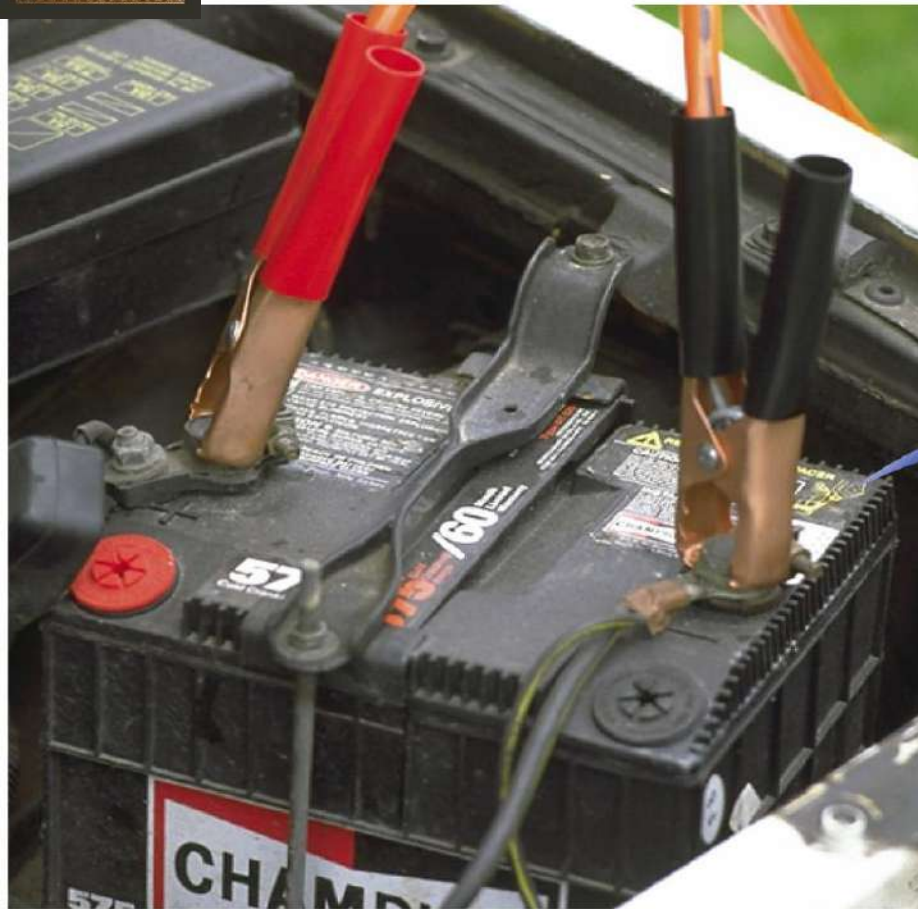


واکنش برگشت برای شارژ باتری مطابق زیر می باشد :





# الکترو شیمی



H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>  
(electrolyte)

Lead grid packed with  
spongy lead (anode)

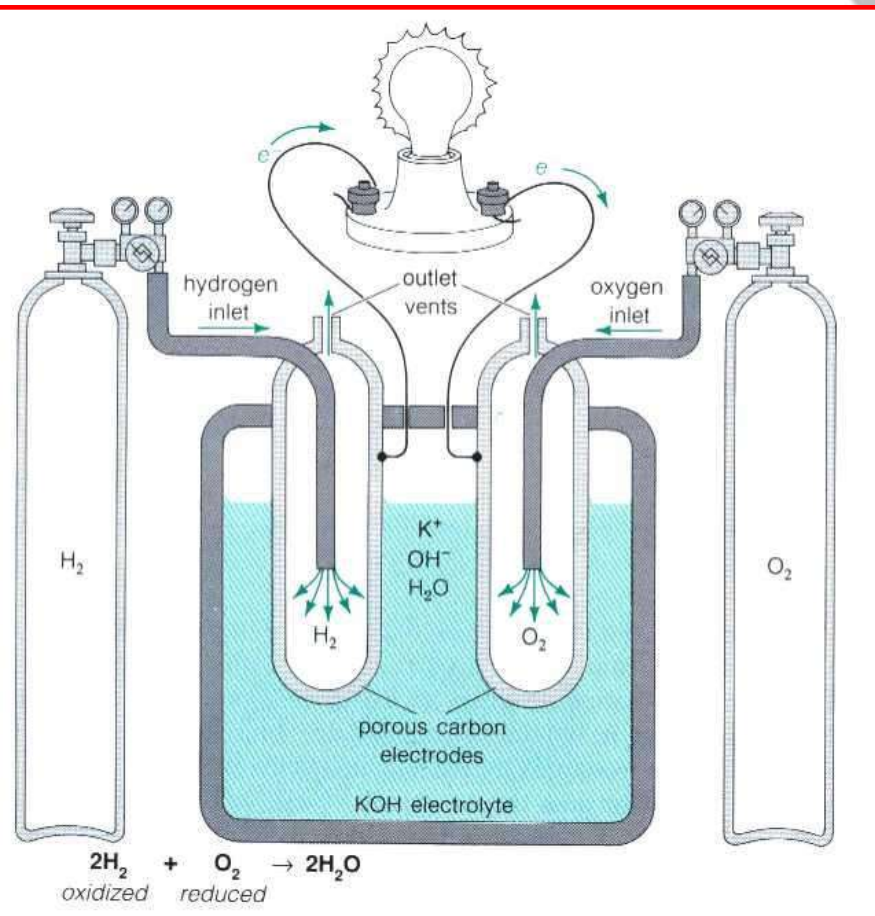
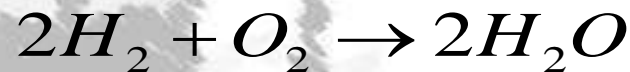
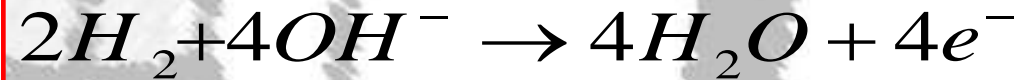
Lead grid packed  
with PbO<sub>2</sub> (cathode)



## الکترو شیمی

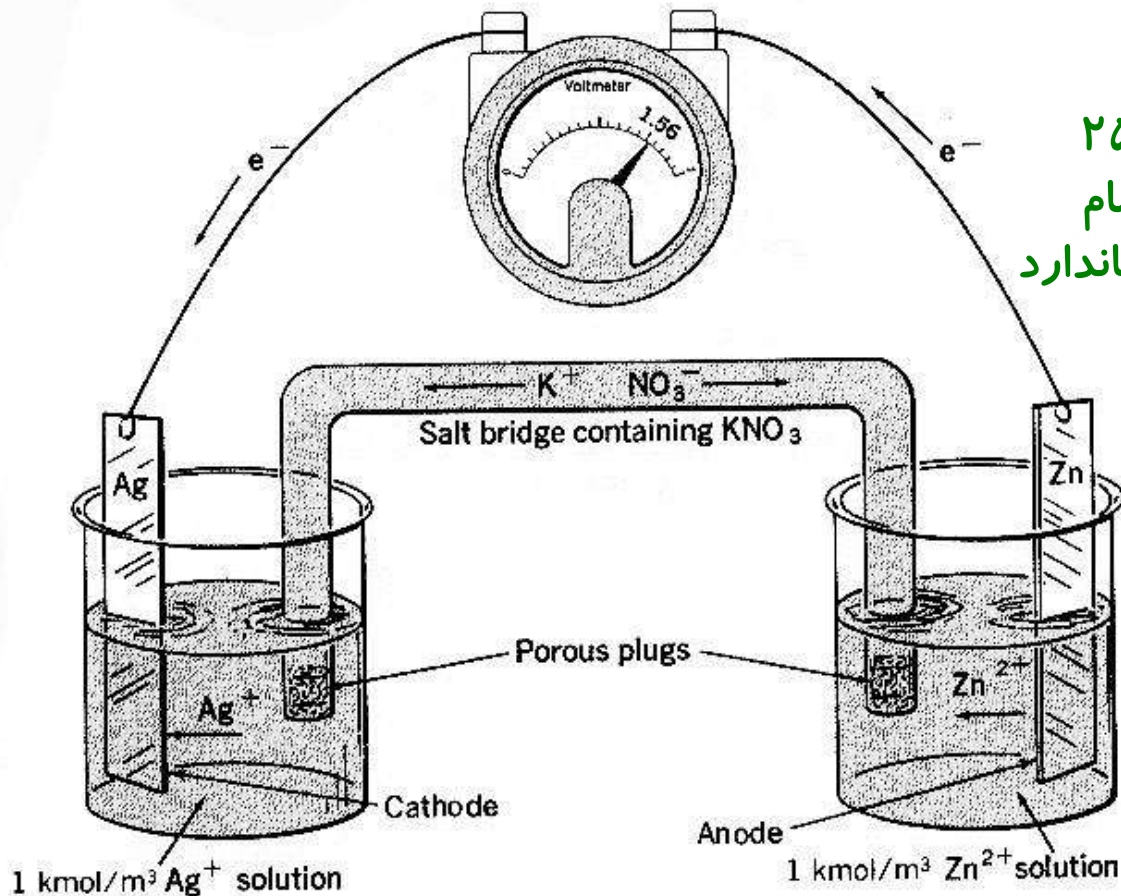
## ۳ - پیل سوختنی :

پیلها سولتایی که سوختهای معمولی در آنها به کار می روند به پیل سوختنی معروفند مانند پیل  $N_2 - O_2$



## ۱۲-۳ نیروی محرکه الکتریکی

جریان الکتریکی تولید شده در یک پیل ولتایی نتیجه نیروی محرکه الکتریکی (emf) پیل است که بر حسب ولت اندازه گیری میشود.



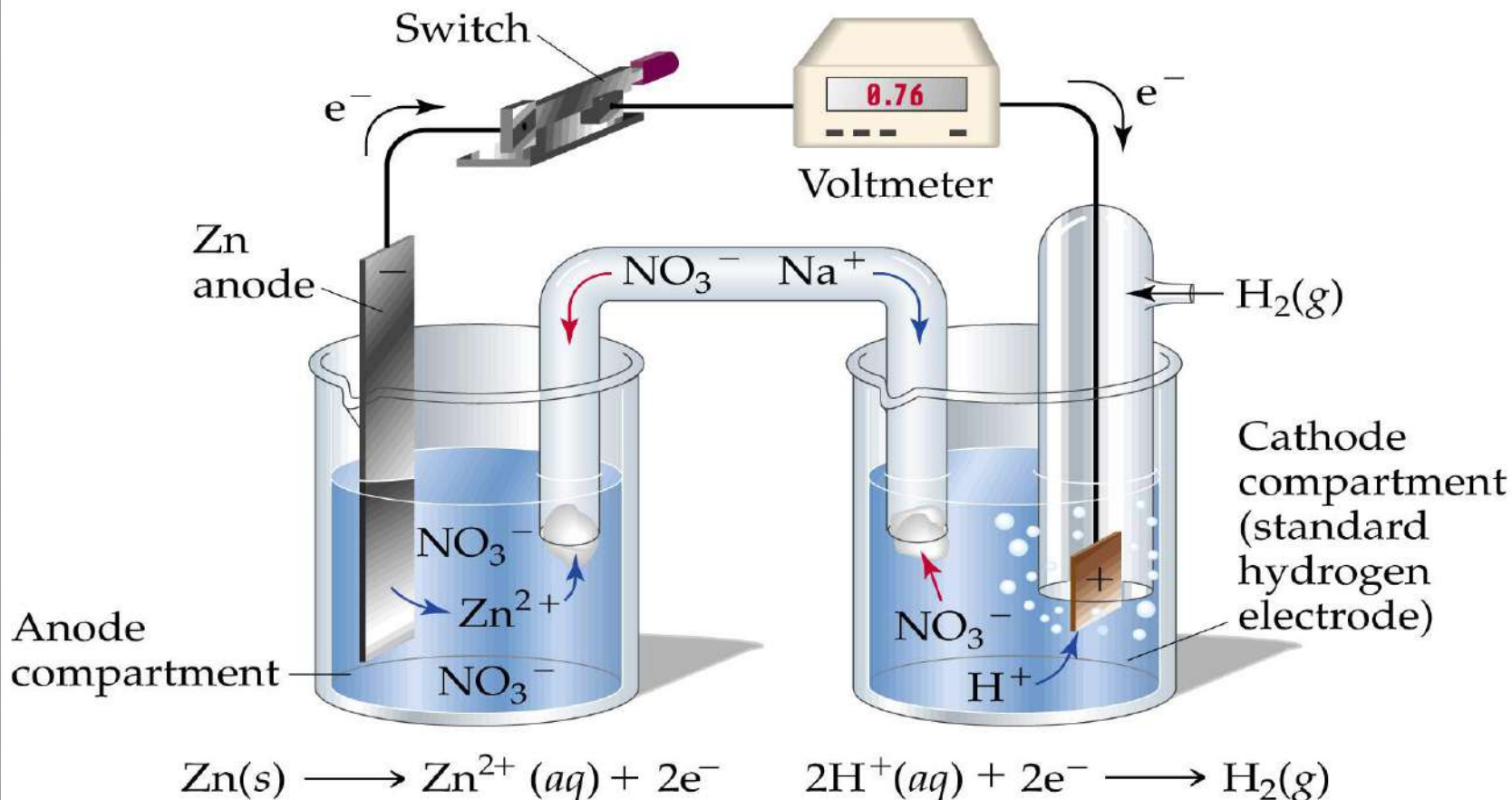
## emf استاندارد:

به نیروی محرکه پیلی در دمای ۲۵ درجه سانتی گراد که در آن تمام واکنش دهنده ها در حالت استاندارد خود باشند اشاره دارد.

# ۳-۱۳ پتانسیل الکتروود و پتانسیل استاندارد الکتروود $E^\circ$

## ۱- پتانسیل الکتروود:

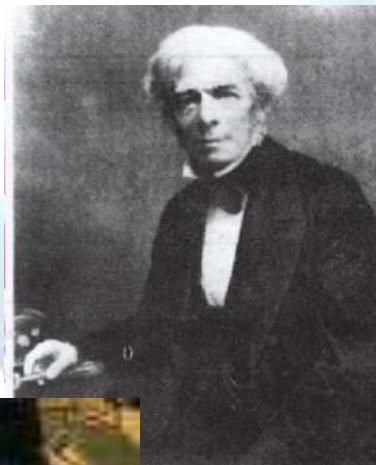
پتانسیل الکتروود، پتانسیل پبلی تعریف میشود که این پیل شامل الکتروودی با ترکیب نامعین به عنوان کاتد و الکتروود استاندارد هیدروژن به عنوان آنود است.





## ۲ - پتانسیل الکترو د استاندارد :

پتانسیل استاندارد الکترو د ( $E^\circ$ ) یک نیم پیل ، به پتانسیل الکترو دی اطلاق میشود که فعالیت همه محصولات و واکنشگرهای آن واحد باشد.



آندره ماری آمپر (۱۷۷۵-۱۸۳۶)

این ریاضی و فیزیکدان فرانسوی اولین کسی بود که ریاضیات را برای مطالعه جریان الکتریکی به کار برد. آمپر جریان مثبت را مطابق با تعاریف بنجامین فرانکلین از بار مثبت و منفی، تعریف کرد که جریان مثبت در جهت حرکت بارهای مثبت است. اگرچه ما امروزه می‌دانیم که الکترونهای منفی حامل جریان الکتریکی هستند، ولی تعاریف آمپر تاکنون باقی مانده است. واحد جریان (آمپر) نیز به احترام وی به این نام خوانده شد.

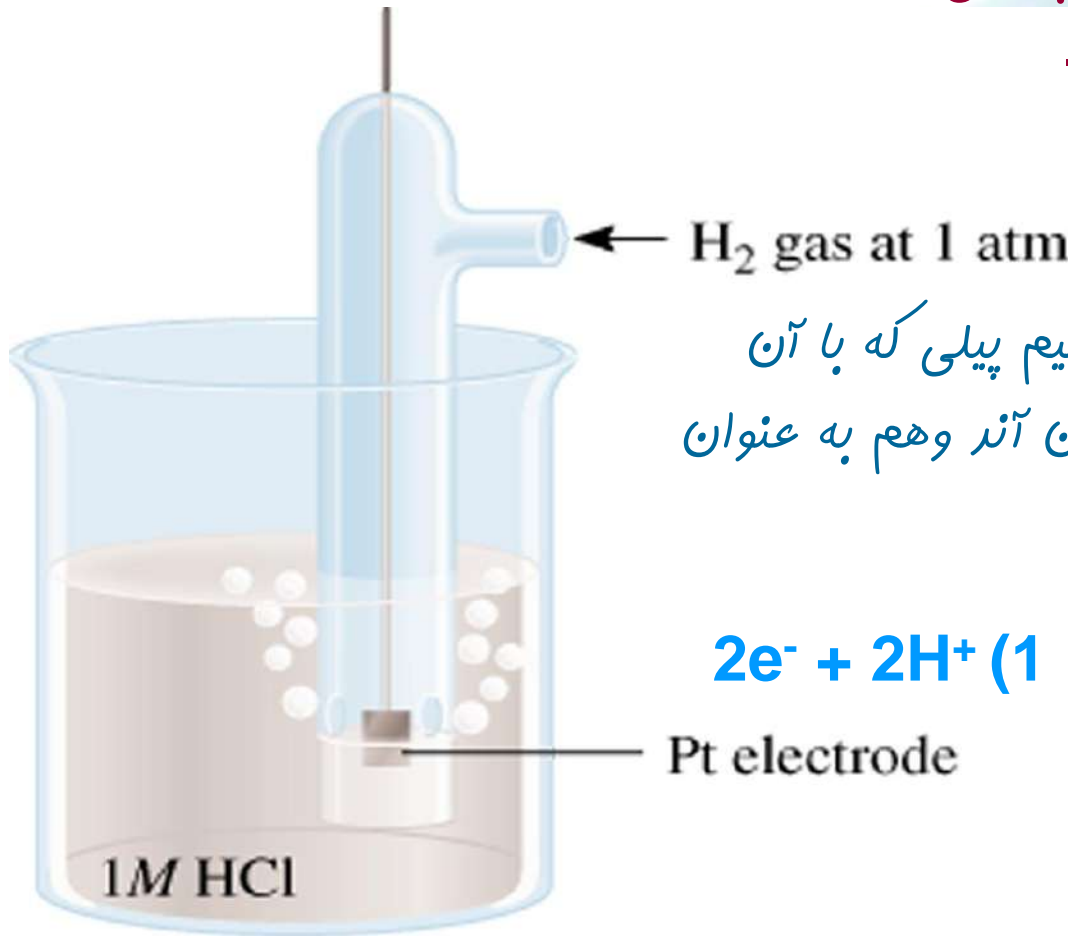


دانشگاه پیام نور



## ۳-۱۴ الکتروود استاندارد هیدروژن (SHE)

الکتروود آن از جنس پلاتین است که گاز هیدروژن با فشار یک اتمسفر از روی آن می‌گذرد.



الکتروود هیدروژن بسته به نیم پیلی که با آن جفت می‌شود هم به عنوان آند و هم به عنوان کاتد عمل می‌کند.

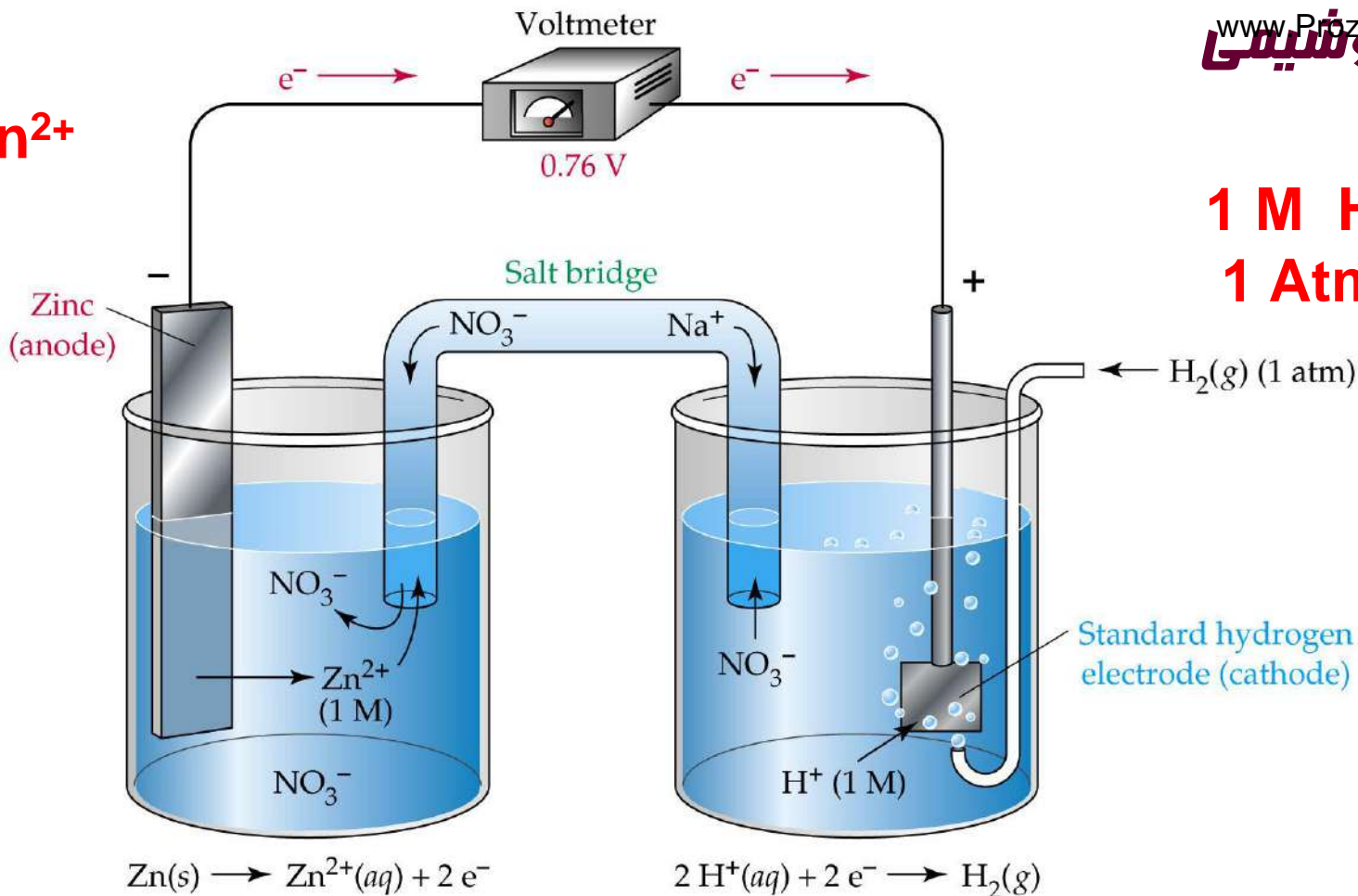


$$E^0 = 0.000 V$$

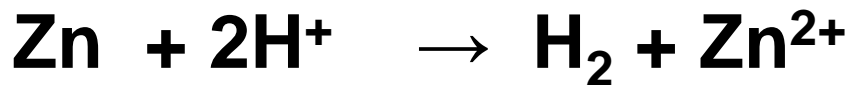
Standard hydrogen electrode (SHE)



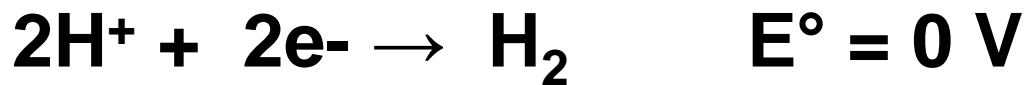
1 M Zn<sup>2+</sup>

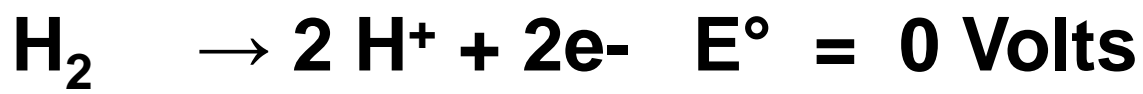
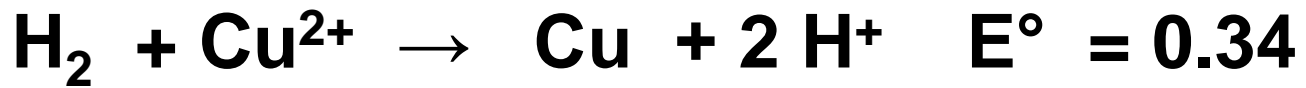
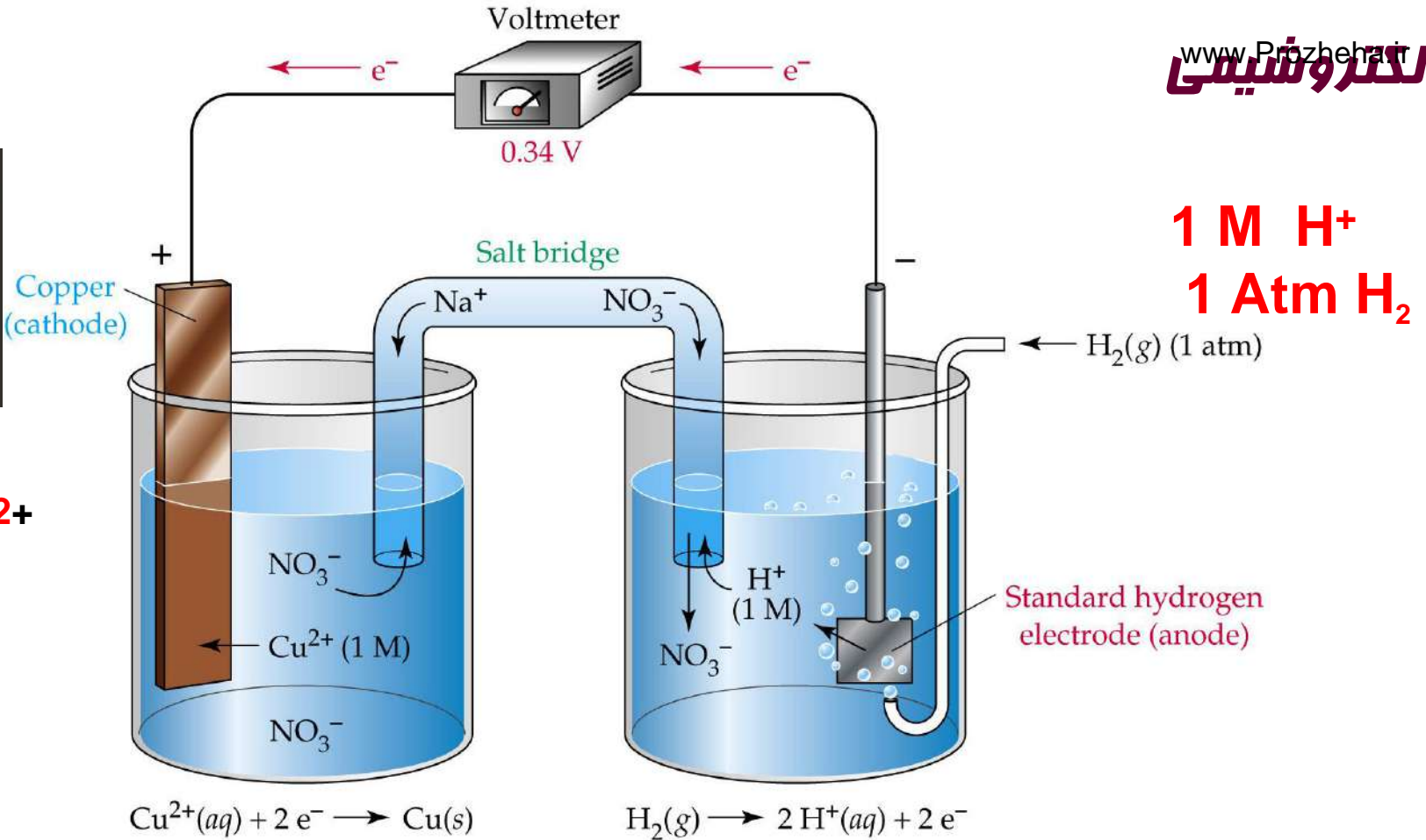


1 M H<sup>+</sup>  
1 Atm H<sub>2</sub>



$$E^\circ_{\text{cell}} = 0.76\text{V}$$





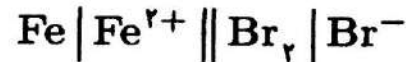
## ۱۵-۳ پتانسیل پیل

عبارت است از اختلاف پتانسیل بین دو نیم پیل که یکی از آنها در ارتباط با نیم واکنش کاتد و دیگری در ارتباط با نیم واکنش آند است.

$$E^{\circ}_{\text{cell}} = E^{\circ}_{\text{red}}(\text{cathode}) - E^{\circ}_{\text{red}}(\text{anode})$$

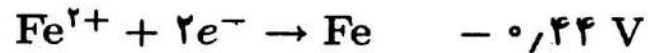
ولتاژی که باید از سلول زیر به دست آید، چقدر است؟

مثال: «»



راه حل:

ولتاژ دو نیم واکنش مطابق آنچه که در جدول پتانسیلهای کاهش استاندارد دیده می شود، به قرار زیر است:



چون آهن به یونهای آهن (II) اکسید می شود، ولتاژ نیم سلول مربوط برابر  $+0,44 \text{ V}$  می شود. مجموع ولتاژ دو نیم سلول، پتانسیل سلول را مشخص می کند.

$$0,44 + 1,0652 = 1,51 \text{ V}$$



### ۳-۱۶ تاثیر غلظت بر پتانسیل ( رابطه نرنست )



$$E = E^0 - \frac{RT}{nF} \ln \frac{[C]^c [D]^d \dots}{[A]^a [B]^b \dots}$$

$$E = E^* - \frac{RT}{nF} \ln \frac{\text{غلظت محصولات}}{\text{غلظت مواد واکنش دهنده}}$$

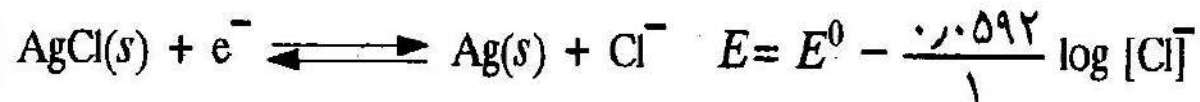
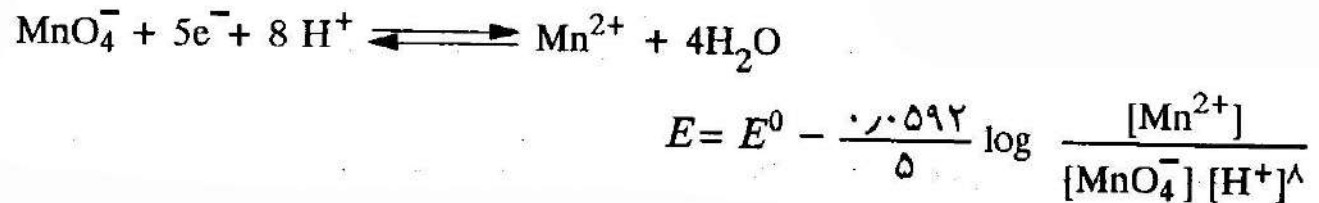
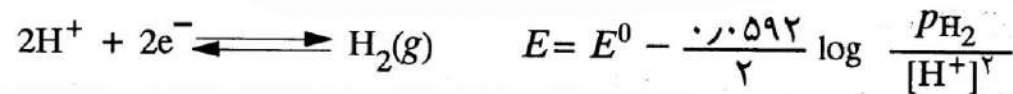
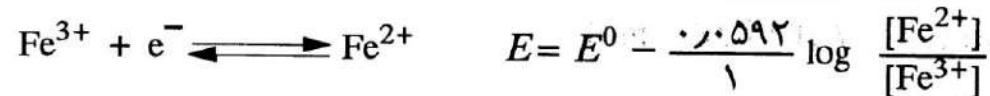
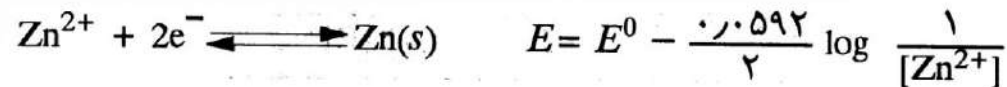
$$E = E^0 - \frac{0.0592}{n} \log \frac{[C]^c [D]^d \dots}{[A]^a [B]^b \dots}$$

$$E = E^* - \frac{0.05916}{n} \log \frac{\text{غلظت محصولات}}{\text{غلظت مواد واکنش دهنده}}$$

در دمای استاندارد

## مثال:

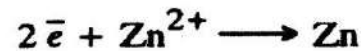
رابطه نرنست برای نیم واکنش های زیر به این صورت می باشد :



## مثال:

پتانسیل الکتروود یک الکتروود  $Zn^{2+}/Zn$  را که در آن غلظت یون‌های  $Zn^{2+}$  برابر با  $M$  ۱۰ باشد محاسبه کنید.

حل  
معادله جزئی زیر



نشان می‌دهد که ۲ الکترون گرفته شده است. اگر نماد  $[Zn^{2+}]$  را برای مشخص کردن غلظت مولی یون‌های  $Zn^{2+}$  به کار ببریم:

$$\mathcal{E} = \mathcal{E}^{\circ} - \frac{0.0592}{2} \log \left( \frac{1}{[Zn^{2+}]} \right)$$

مقدار  $\mathcal{E}_{red}^{\circ}$  برای الکتروود  $Zn^{2+}/Zn$  برابر با  $0.76\text{ V}$  - است:

$$\mathcal{E} = -0.76 - \frac{0.0592}{2} \log \left( \frac{1}{0.1} \right)$$

$$\mathcal{E} = -0.76 - 0.0296(1) = -0.79\text{ V}$$



دانشگاه پیام نور





پیل "چگال دانیل" :

*Daniell cell*

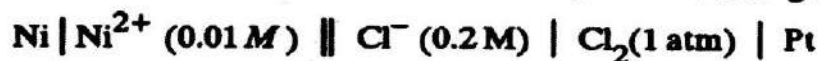
این پیل از اولین پیل های گالوانیک است .  
در اواسط قرن ۱۸ میلادی به عنوان یک باطری برای ایثار نیروی الکتریکی  
در سیستم های ارتباط تلگراف استفاده می شد .  
ولتاژ این پیل به دلیل نداشتن پل نمکی به تدریج کاهش می یابد .  
ولتاژ این پیل در حدود ۱۸/۱ ولت است .





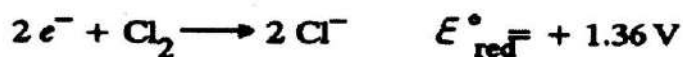
## مثال:

پتانسیل پیل زیر را محاسبه کنید

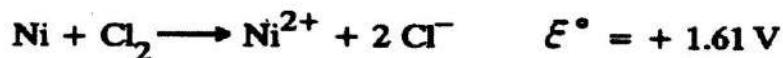


حل

اکسایش در الکتروود  $\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}$  صورت می‌گیرد، زیرا این الکتروود آند پیل است. دو نیم واکنش پیل عبارتند از



بنابراین واکنش پیل و  $\mathcal{E}^{\circ}$  برای پیل به صورت زیر است

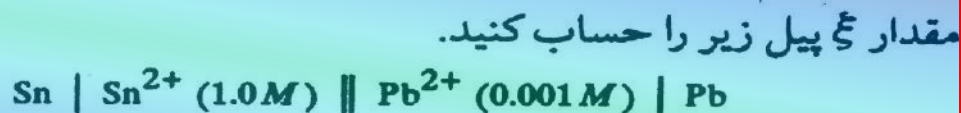
چون  $n = 2$ 

$$\mathcal{E} = \mathcal{E}^{\circ} - \frac{0.0592}{2} \log \left( \frac{[\text{Cl}^{-}]^2 [\text{Ni}^{2+}]}{p_{\text{Cl}_2}} \right)$$

$$\mathcal{E} = + 1.61 - \frac{0.0592}{2} \log \left( \frac{(0.2)^2 (0.01)}{(1)} \right)$$

$$\mathcal{E} = + 1.61 - 0.0296 \log (0.0004)$$

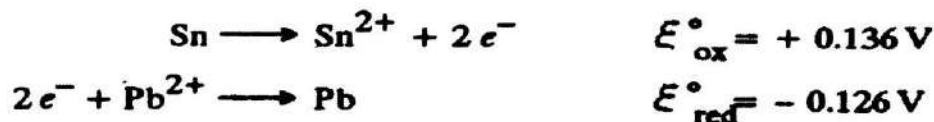
$$\mathcal{E} = + 1.61 + 0.10 = + 1.71 \text{ V}$$



# مثال:

حل

داده‌های زیر را می‌توان از جدول پتانسیل الکترودهای استاندارد به دست آورد:



به این ترتیب واکنش در یک پیل استاندارد چنین است:



برای پیل، به صورتی که در مسئله نمایش داده شده است،

$$\mathcal{E} = \mathcal{E}^{\circ} - \frac{0.0592}{2} \log \left( \frac{[\text{Sn}^{2+}]}{[\text{Pb}^{2+}]} \right)$$

$$\mathcal{E} = + 0.010 - \frac{0.0592}{2} \log \left( \frac{1.0}{0.0010} \right)$$

$$\mathcal{E} = + 0.010 - 0.0296 (3)$$

$$= + 0.010 - 0.089 = 0.079 \text{ V}$$

## شیمی در زندگی روز مره:

## خوردگی آهن:

- فرایندهای خوردگی از جمله زنگ زدن آهن، نوعی فرایند الکتروشیمیایی است. آب و اکسیژن برای زنگ زدن ضرورت دارند. حضور یونهای هیدروژن نیز واکنش را شتاب می دهند.
- آهن اکسید می شود و بدینسان نقش آند را ایفا می کند.

