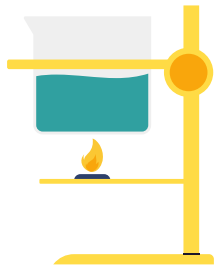


RESUM 2n BATXILLERAT QUÍMICA

—

Carles Alcaide, 2020



ÍNDEX:

- REPÀS CONCEPTES PREVIS
- Apartat 1: la radiació, els àtoms i les molècules
- Apartat 2: els canvis d'energies en les reaccions químiques
- Apartat 3: l'equilibri de fases i l'equilibri químic
- Apartat 4: els equilibris químics iònics
- Apartat 5: l'espontaneïtat i la velocitat de les reaccions químiques
- Apartat 6: les piles i les cel·les electrolítiques

ÍNDEX:

Les piles i les cel·les electrolítiques

L'espontaneïtat i la velocitat de les reaccions químiques

Els equilibris químics iònics

L'equilibri de fases i l'equilibri químic

Els canvis d'energia en les reaccions químiques

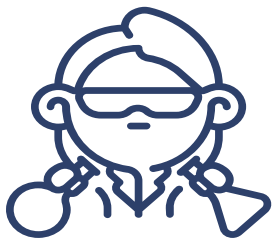
La radiació, els àtoms i les molècules



Abans farem una mica de repàs de conceptes previs que ja hem assimilats.

Aquest conceptes no s'expliquen explícitament però es necessiten per resoldre problemes





REPÀS CONCEPTES PREVÍS



Gasos ideals i reals

NOM LLEI	RELACIÓ	CONDICIÓ
Boyle-Mariotte	$P_0 \cdot V_0 = P \cdot V$	$T = \text{ct}$ (isotèrmic)
Charles	$\frac{V_0}{T_0} = \frac{V}{T}$	$P = \text{ct}$ (isobàric)
Gay-Lussac	$\frac{P_0}{T_0} = \frac{P}{T}$	$V = \text{ct}$ (isocòric)
Avogadro	$V_x = V_y \rightarrow n^\circ \text{molè}_x = n^\circ \text{molè}_y$	mateixes condicions P i T
General dels gasos ideals	$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{P V}{T}$	per a un mateix gas
Equació dels gasos ideals	$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$ $P \cdot MM = d \cdot R \cdot T$	$n = m/MM$ $d = m/v$
Dalton	$P_T = \sum P_i$ $P_i = P_T \cdot X_i$	$X_i = n_i/n_T$

Llei de Graham:

$$\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{T_1}{T_2}} = \sqrt{\frac{MM_2}{MM_1}} = \sqrt{\frac{d_2}{d_1}}$$

Teoria cineticomolecular dels gasos:

$$E_{\text{CM}} = \frac{3}{2} \cdot K \cdot T \quad v_{\text{CM}} = \sqrt{\frac{3}{m} \cdot K \cdot T} \quad v_{\text{CM}} = \sqrt{\frac{3 \cdot R \cdot T}{MM}}$$

$K = 1,38 \cdot 10^{-23}$

Dissolucions

	Significat	Es calcula
% en massa	g solut / 100 g D ^o	m solut / m D ^o • 100
% en volum	mL solut / 100 mL D ^o	V solut / V D ^o • 100
Molaritat	mols solut / L D ^o	mols solut / V D ^o
Molalitat	mols solut / Kg dissolvent	mols solut / m dt (kg)
Fracció molar	mols solut / mols totals	$X_r = n_s / (n_s + n_D)$
Concentració en massa	g solut / L D ^o	m solut / V D ^o
Parts per milió (ppm)	mg solut / L D ^o	g solut / g D ^o • 10 ⁶

Puresa del reactiu:

Riquesa % = quantitat substància pura / quantitat substància impura (total) • 100

Definicions que han sortit a selectivitat

Orbital atòmic:

Funció d'ona que descriu una regió de l'espai on hi ha una alta probabilitat de trobar un electró en un determinat estat energètic, fixats els nombres quàntics n , l i m .

Energia d'ionització:

Energia que cal subministrar a un element en estat gasós per arrencar un electró.

Afinitat electrònica:

Canvi d'energia que es produeix quan un àtom en estat gasós capta un electró. En funció de les característiques de l'àtom, en captar un electró es pot guanyar o perdre energia.

Radi iònic:

Distància entre el nucli i l'electró més llunyà.

Energia d'activació: (estat de transició):

Quan les molècules dels reactius s'aproximen, experimenten una deformació que, en el xoc, origina un estat intermedi d'alta energia i curta durada anomenat estat de transició. L'energia addicional que han d'absorbir les molècules dels reactius perquè en xocar formin l'estat de transició és l'energia d'activació.

Corrosió d'un metall:

Oxidació indesitjable dels metalls a causa d'una reacció redox espontània causada per factors ambientals (oxigen i aigua).

Catalitzador:

Substància que posem al recipient reaccional, que no es consumeix, però que augmenta la velocitat de la reacció.

Definicions que han sortit a selectivitat

Velocitat de reacció:

Indica com varia la concentració d'un reactiu o producte amb el temps.

Intermedi de reacció:

Substància que es forma en una de les etapes d'un mecanisme de reacció, però que reacciona en una altra etapa, ja que és una espècie força reactiva. No apareix en la reacció global, ni com a reactiu ni com a producte.

Estat de transició o complex activat:

Punt del diagrama energia vs coordenada de reacció que, en una etapa del mecanisme de la reacció, té més energia que els reactius i que els productes.

Solució amortidora del pH:

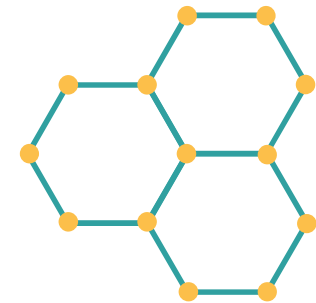
Solució que en afegir-hi petites quantitats d'un àcid o d'una base (fort o feble), el pH es manté pràcticament constant (o varia molt poc).

Punt crític:

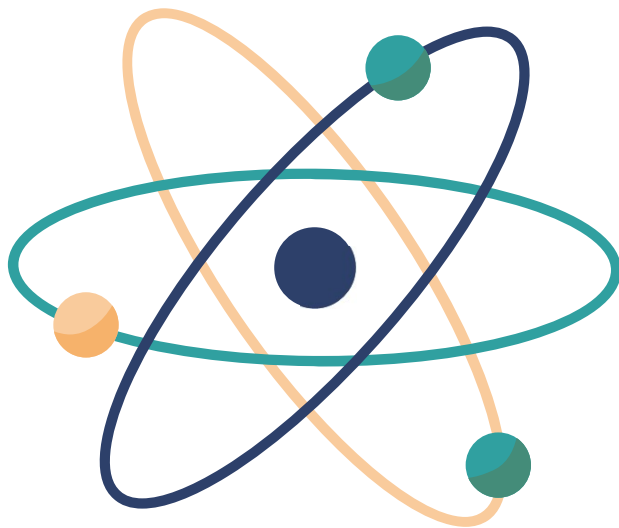
És l'últim punt de la corba de vaporització. Per sobre de la temperatura crítica és impossible la liquació per molt alta que sigui la pressió aplicada. A partir del punt tenim les condicions supercrítiques del fluid.

Punt triple:

condicions de pressió i temperatura en les que coexisteixen en equilibri les tres fases d'una substància: fase sòlida, fase líquida i fase vapor (o gas).



La radiació, els àtoms i les molècules



Orbitals atòmics i nombres quàntics

$n \rightarrow$ nombre quàntic principal: de 1 a 7

$l \rightarrow$ nombre quàntic secundari: de 0 a $(n-1)$ [ens diu el tipus d'orbital]

$\left\{ \begin{array}{l} l=0 \rightarrow \text{orbital s} \\ l=1 \rightarrow \text{orbital p} \\ l=2 \rightarrow \text{orbital d} \\ l=3 \rightarrow \text{orbital f} \end{array} \right.$

$m \rightarrow$ nombre quàntic magnètic: de $-l \dots 0 \dots +l$

$s \rightarrow$ nombre quàntic d'espín: $+1/2$ o $-1/2$

Problema:

Quants orbitals són possibles com a màxim per a $n=3$? I quants electrons?

n	l	m	Orbitals	Per a n=3 són possibles 9 orbitals com a màxim
3	0	0	(3,0,0)	
	1	-1, 0, 1	(3,1,-1); (3,1,0); (3,1,1)	
	2	-2, -1, 0, 1, 2	(3,2,-2); (3,2,-1); (3,2,0); (3,2,1); (3,2,2)	
Si per cada orbital hi ha 2 possibles electrons (+½ i -½), per a 9 orbitals → 18 electrons				

*Recordar per la notació:

- Principi d'exclusió de Pauli: cada orbital només pot tenir com a màxim **2 electrons** amb espins oposats.
- Principi de màxima multiplicitat de Hund: es posen totes les fletxes primer d'un sentit i després d'un l'altre.

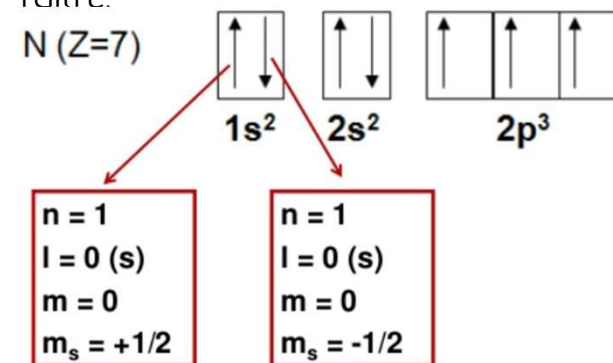


Diagrama de Möeller

Niveles

1

$1s^2$

2

$2s^2$

$2p^6$

3

$3s^2$

$3p^6$

$3d^{10}$

4

$4s^2$

$4p^6$

$4d^{10}$

$4f^{14}$

5

$5s^2$

$5p^6$

$5d^{10}$

$5f^{14}$

6

$6s^2$

$6p^6$

$6d^{10}$

$6f^{14}$

7

$7s^2$

$7p^6$

$7d^{10}$

$7f^{14}$

Mètodes espectroscòpics

- **Analitzador d'espectre infraroig (IR).** Aporta informació sobre la presència o l'absència de grups funcionals orgànics, com el grup alcohol -OH , el grup aldehyd -CHO , el grup àcid -COOH i molts més.
- **Analitzador d'espectre de ressonància magnètica nuclear (RMN).** Determina amb molta precisió la situació, la disposició i la forma dels hidrògens que envolten una molècula. A partir d'aquesta informació es pot deduir l'esquelet de l'estructura molecular de la substància que s'estudia. S'utilitza molt en els camps de la química orgànica i de la bioquímica, a causa de la presència abundant d'hidrògens en la composició de les seves molècules. Aquesta tècnica també té una gran aplicació mèdica.
- **Espectrometria de masses (MS).** Aporta dades sobre la massa molecular, la fórmula i la disposició dels diferents components dins de la molècula.
- **Analitzador d'espectre ultraviolat (UV).** Reflecteix les excitacions electròniques dels àtoms d'una molècula, i és especialment útil en la detecció d'enllaços múltiples.

Radiació electromagnètica

La llum visible, infraroja, ultraviolada, les microones i les ones de ràdio són exemples de radiació electromagnètica. Totes aquestes radiacions es mouen a la velocitat de la llum ($c = 3 \times 10^8$ m/s), ja que són llum, però es diferencien en la seva **frequència** i en la seva **longitud d'ona**.

Longitud d'ona (λ) : distància entre dos pics (o dues valls) consecutius (es mesura en metres).

Frequència (ν): nombre de cicles oscil·latoris que passen per un punt fix en un segon (es mesura en Hz o s^{-1}).

Nombre d'ona (n) : nombre d'ones que s'encabeixen en 1 cm (es mesura en cm^{-1}).

$$n = 1/\lambda$$

Equació de Planck:

$$E = h\nu = hc/\lambda$$

on E és l'energia d'un fotó, $h = 6,626 \times 10^{-34}$ J·s és la constant de Planck, i ν és la freqüència d'ona.

Interacció de la radiació electromagnètica i les molècules

En certes condicions, quan un fotó xoca amb una molècula, aquesta pot absorbir l'energia de la radiació, produint-se un augment de l'energia de la molècula en una quantitat igual a l'energia del fotó. Així, per exemple,

- Quan una molècula absorbeix radiació ultraviolada (UV) es produeixen canvis d'energia electrònica. L'energia d'aquest tipus de radiació és capaç de provocar un salt des del nivell fonamental d'energia electrònica de la molècula a un estat excitat.
- Quan una molècula absorbeix radiació infraroja (IR) es produeixen canvis d'energia vibracional. L'energia d'aquest tipus de radiació és capaç de provocar un salt des del nivell fonamental d'energia vibracional a un nivell excitat.

L'energia de les molècules, igual que la dels electrons, només pot tenir determinats valors. Les molècules se situen en els nivells de més baixa energia en estat fonamental i quan absorbeixen energia salten a nivells superiors, passen a un estat excitat.

Aquestes interaccions entre radiació i energies de les molècules són les que s'aprofiten en l'anàlisi estructural dels compostos, ja que són característiques de cada molècula concreta.

L'espectroscòpia és una tècnica analítica experimental, molt usada en química i en física. Es basa en detectar l'absorció o l'emissió de radiació electromagnètica de certes energies, i relacionar aquestes energies amb els nivells d'energia implicats en transicions quàntiques de la substància a detectar.



Els canvis d'energia en les reaccions químiques

—

Termoquímica



Conceptes previs

Paret adiabàtica: no permet el pas de calor.

Paret conductora: permet el pas de calor.

Paret rígida: manté constant el volum del sistema

Sistema obert: capaç d'intercanviar tant matèria com energia amb l'entorn.

Sistema tancat: capaç d'intercanviar energia amb l'entorn però no matèria.

Sistema aïllat: no poden intercanviar ni matèria ni energia amb l'entorn.

Fórmules:

- $Q = C \cdot \Delta T = m \cdot c \cdot \Delta T$
on C és la capacitat calorífica, m és la massa i c és calor específica,
- $W = -P \cdot \Delta V = -\Delta n \cdot R \cdot T$
on P és pressió i ΔV és variació de volum
- $\Delta S^\circ = \sum n_{\text{prod}} \cdot \Delta S^\circ_{\text{prod}} - \sum n_{\text{reac}} \cdot \Delta S^\circ_{\text{reac}}$
- $\Delta G^\circ_f = \sum n_{f\text{prod}} \cdot \Delta G^\circ_{f\text{prod}} - \sum n_{f\text{reac}} \cdot \Delta G^\circ_{f\text{reac}}$
- $\Delta U = Q_V$
- $\Delta H^\circ = Q_p$

Unitat SI de
l'energia és el Joule
(J)

1 kJ = 1000 J

1 cal = 4,184 J

Principis de la termodinàmica:

1r principi: conservació de l'energia

“La variació d'energia interna (ΔU) és la suma del treball (W) i la calor (Q) intercanviades en un procés.”

$$\Delta U = Q + W$$

També ens ho podem trobar com l'energia emesa o guanyada en un procés a volum constant.

Entalpia

“La variació d'entalpia és l'energia emesa o guanyada en un procés a pressió constant”

$$\Delta H^{\circ} = \Delta U + \Delta n \cdot R \cdot T$$

$$Q_p = Q_v + \Delta n \cdot R \cdot T$$

$$\Delta H^{\circ} = \Delta U + P \cdot \Delta \underline{V}$$

$$Q_p = Q_v + P \cdot \Delta V$$

2n principi: entropia (ΔS°) i espontaneïtat (ΔG°)

“Per a que un procés sigui espontani ($\Delta G < 0$), cal que l'entropia (ΔS) sigui major que 0”.

$$\Delta S^{\circ} > 0$$

Si $\Delta S > 0$, llavors $\Delta G < 0$, per tant és un procés espontani segons la fórmula:

$$\Delta G^{\circ} = \Delta H^{\circ} - T \cdot \Delta S^{\circ}$$

si $\Delta G^{\circ} = 0$, procés en equilibri

Com calcular l'entalpia

Per les energies de formació

$$\Delta H^{\circ}_f = \sum n_{\text{prod}} \cdot \Delta H^{\circ}_{f\text{prod}} - \sum n_{\text{frecac}} \cdot \Delta H^{\circ}_{f\text{frecac}}$$

Per les energies d'enllaç

$$\Delta H^{\circ} = \sum E_{\text{enllaç trencats}} - \sum E_{\text{enllaç formats}}$$

Per estequiometria

l'energia de reacció s'està referint a cadascun dels coeficients estequiomètrics.

Llei de Hess

ΔH és igual si la reacció es fa directament o en varies etapes

ENTALPIA (ΔH°)	ENTROPIA (ΔS°)	ESPONTANEÏTAT (ΔG°)
$\Delta H^{\circ} < 0$	$\Delta S^{\circ} > 0$	$\Delta G^{\circ} < 0$ espontani
$\Delta H^{\circ} < 0$	$\Delta S^{\circ} < 0$	Si $ T \cdot \Delta S^{\circ} < \Delta H^{\circ}$ esp Si $ T \cdot \Delta S^{\circ} > \Delta H^{\circ}$ no esp
$\Delta H^{\circ} > 0$	$\Delta S^{\circ} > 0$	Si $ T \cdot \Delta S^{\circ} < \Delta H^{\circ}$ no esp. Si $ T \cdot \Delta S^{\circ} > \Delta H^{\circ}$ esp
$\Delta H^{\circ} > 0$	$\Delta S^{\circ} < 0$	$\Delta G^{\circ} > 0$ no espontani

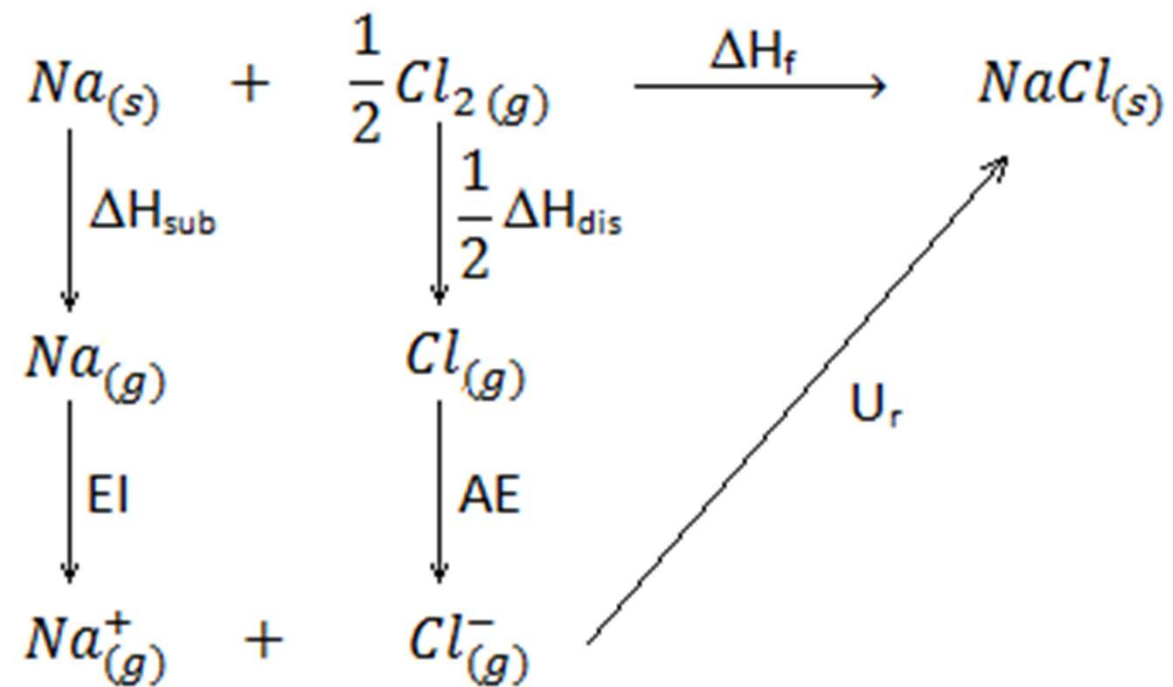
Si és un procés espontani ($\Delta G < 0$), serà una reacció irreversible
Si és un procés no espontani ($\Delta G > 0$), serà una reacció irreversible

Per mesurar l'entalpia de manera pràctica, utilitzarem un calorímetre
(explicació en l'apartat de pràctiques)

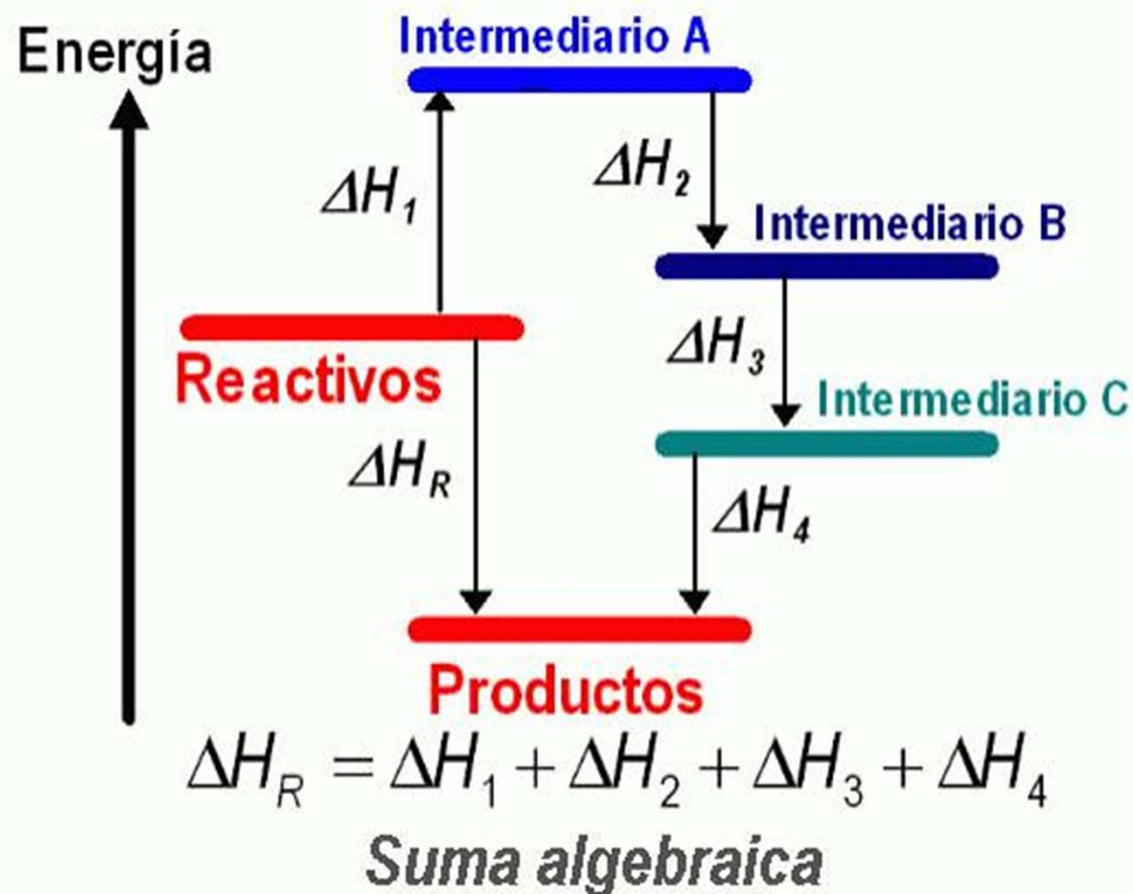
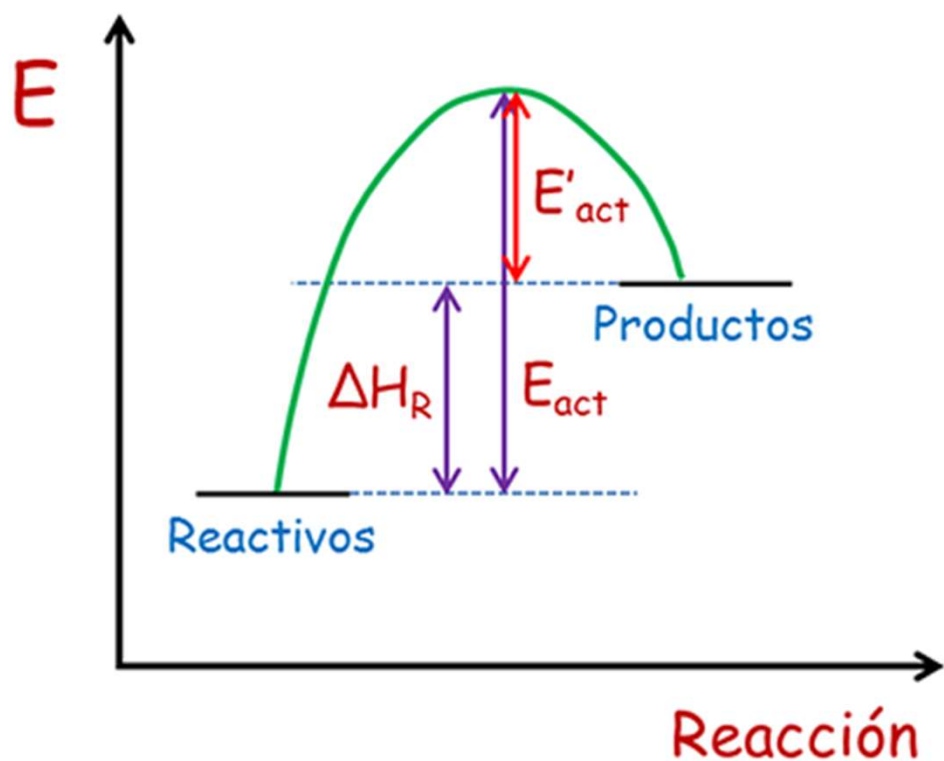
Cal recordar:

- $\Delta S^{\circ}_{\text{GAS}} > \Delta S^{\circ}_{\text{LÍQUID}} > \Delta S^{\circ}_{\text{SÒLID}}$
- elements purs, $\Delta H = 0$

Cycle de Born-Haber



Diagramas entàlpics

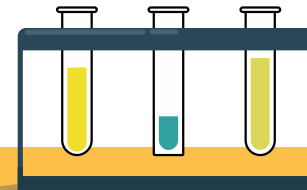




L'equilibri de fases i l'equilibri químic

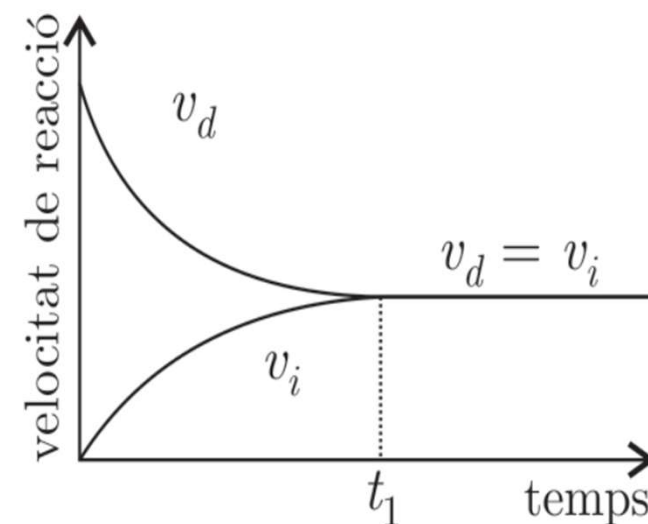
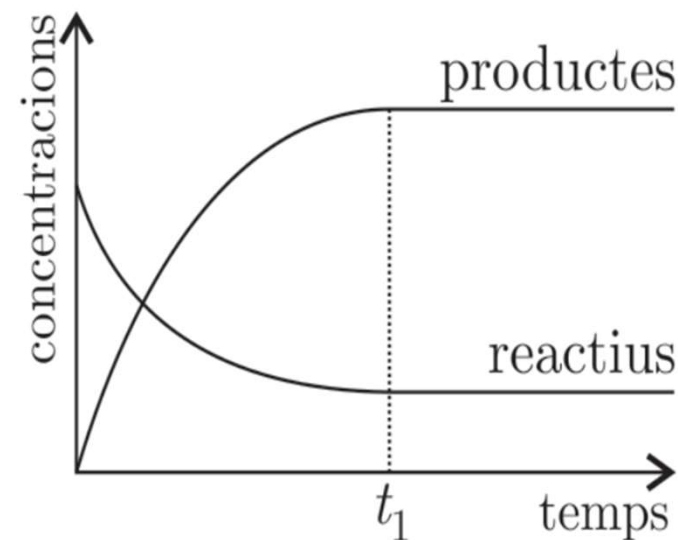
—

Equilibri químic i precipitació



Conceptes previs

- En l'equilibri químic, es dona una reacció reversible $A + B \rightleftharpoons C + D$
- $\Delta G = 0 \rightarrow$ equilibri dinàmic
- $V_{\text{reacció directa}} = V_{\text{reacció inversa}}$
- Només es pot donar en espais tancats.
- Es defineix la **constant d'equilibri (K_c)** a partir de la llei d'acció de masses que relaciona les concentracions en l'equilibri.
- **NO** s'han de posar unitats a la constant.
- K_c només depen de la temperatura, no depen de les concentracions inicials.
- Diferent estequiometria representa diferents valors de K_c .
- Tenim una **barreja de productes i reactius** en el recipient i les **concentracions** de totes les substàncies es mantenen **constants** amb el temps.
- S'arriba al **mateix estat d'equilibri** independentment de les **concentracions inicials**.
- Es pot arribar a l'estat d'equilibri des de qualsevol extrem (**partint de reactius o productes**).



Constant d'equilibri Kc i Kp i Qc

Per a la reacció $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$, la constant d'equilibri Kc es representa com:

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

I la constant d'equilibri Kp es representa com:

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

* en Kc i Kp només es representen els elements que estat en estat gas.

Relació entre Kc i Kp: $K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$ on Δn és l'increment de mols de gas

Si tenim les concentracions fora de l'equilibri, calculem el quocient de reacció (Qc):

Si $K_c = Q_c \rightarrow$ el sistema està en equilibri

Si $K_c > Q_c \rightarrow$ el sistema es desplaça cap a productes

Si $K_c < Q_c \rightarrow$ el sistema es desplaça cap a reactius

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

Per calcular les pressions parcials es pot fer:

- $P_{\text{total}} = \sum p_i$
- $P_A \cdot V = n_A \cdot P \cdot T$
- $P_A = X_A \cdot P_{\text{total}}$

Grau de dissociació

$$\alpha_A = \frac{\text{mols d'A que reaccionen}}{\text{mols d'A inicials}}$$

*s'expressa en tant per u o tant per cent ($\alpha \cdot 100$) i sense unitats

Si $\alpha < 10^{-2}$, considerem $(1-\alpha) \approx 1$ i queda $K_c = (\alpha^2)/1 = \alpha^2$

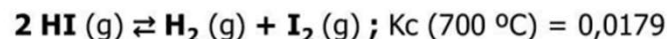
Equilibris:

Equilibri homogeni i heterogeni:

- **Homogeni:** totes les espècies presents són a la mateixa fase (s-s, l-l, g-g).
- **Heterogeni:** les espècies es troben en fases diferents (s-g, s-l, g-l).

Exemple:

En un matràs d'1 L introduïm 1 mol de iodur d'hidrogen, l'escalfem fins a 700 °C i el deixem reaccionar fins a assolir l'equilibri:



Determina el **grau de dissociació del iodur d'hidrogen** a aquesta temperatura.

Concentracions (mol/L)	2 HI (g)	H ₂ (g) + I ₂ (g)
Inicials	1	0 0
En l'equilibri	1 - 2x	x x

$$\alpha_{\text{HI}} = \frac{\text{quantitat dissociada}}{\text{quantitat inicial}} = \frac{2x}{1}$$

Concentracions (mol/L)	2 HI (g)	H ₂ (g) + I ₂ (g)
Inicials	1	0 0
En l'equilibri	1 - 2x	x x

Per determinar X cal utilitzar l'expressió i el valor de Kc:

$$K_c = \frac{X \cdot X}{(1 - 2x)^2} = \frac{X^2}{1 - 4x + 4x^2} = 0,0179$$

Resolem l'equació de segon grau:

$$0,9284 x^2 + 0,0716 x - 0,0179 = 0$$

$$x_1 = 0,1055 \text{ M}$$

$$x_2 = -0,1827 \text{ M (no té sentit químic)}$$

$$\alpha_{\text{HI}} = \frac{\text{quantitat dissociada}}{\text{quantitat inicial}} = \frac{2x}{1} = 2 \cdot 0,1055 = \mathbf{0,21 \text{ (21\%)}}$$

Principi de Le Chatelier

Principi de Le Chatelier: Si un sistema en equilibri rep una pertorbació que modifica qualsevol dels factors que determinen l'equilibri (T, P, V, Conc.), la reacció evolucionarà en el sentit que compensi la modificació, retornant a l'estat d'equilibri.

- **Concentració:**

Si s'afegeix un reactiu o un producte a un sistema en equilibri, la reacció tendeix a **consumir la substància afegida**.

- **Pressió/volum:**

- Si es modifica la pressió en la qual participen gasos, **s'alteren les pressions parcials** i per tant **les concentracions**.
- Si s'**augmenta la pressió/disminueix volum**, **disminueix el nº de mols de substàncies de gas**.
- Si es **redueix la pressió/augmenta el volum**, passa el contrari.
- Si **$\Delta n = 0$** , una variació de la pressió **no afecta a l'equilibri**.
- En les reaccions on **només participen sòlids i líquids**, els canvis de pressió **no afecten** l'estat d'equilibri.

Principi de Le Chatelier

- Temperatura:

Si **augmenta** temperatura, **augmenta** K. } per a endotèrmiques
Si **disminueix** temperatura, **disminueix** K. }
Si **augmenta** temperatura, **disminueix** K. } per a exotèrmiques
Si **disminueix** temperatura, **augmenta** K. }

- Amb **catalitzador**:

No augmenta el rendiment de la reacció (**no desplaça l'equilibri**), només disminueix la velocitat per establir l'equilibri.

Addició d'un gas inert

a) **Addició d'un gas inert a P i T constants**

Com P es manté constant, **augmentarà el volum del reactor** i això farà disminuir les concentracions de les substàncies gasoses. La reacció es desplaçarà per compensar aquesta **disminució de les concentracions**.

$$p_A = X_A \cdot p_t = \frac{n_A}{n_A + n_B + \dots + n_{\text{inert}}} \cdot p_t$$

b) **Addició d'un gas inert a V i T constants**

Augmenta la pressió total, però a la vegada disminueixen les fraccions molars dels gasos. **No canvien les pressions parcials** (Llei de Raoult), i per tant **no es modifica l'estat d'equilibri**.

* Actua igual que l'equilibri de fases

Precipitació*

Per a la reacció $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$, la constant de solubilitat K_{ps} es representa com:

$$K_{eq} = \frac{[C]_{eq}^c \cdot [D]_{eq}^d \cdot \dots}{[A]_{eq}^a \cdot [B]_{eq}^b \cdot \dots}$$

Soluble	$s \geq 2 \cdot 10^{-2} \text{ M}$
Lleugerament soluble	$10^{-5} \text{ M} < s < 2 \cdot 10^{-2} \text{ M}$
Insoluble	$s \leq 10^{-5} \text{ M}$

Quant més petit és el **valor de K_{ps}** més baixa és la **solubilitat** del compost (més **insoluble** és).

En reacció de precipitació s'estableix un equilibri entre el compost iònic sòlid i els diluïts.

Quan s'arriba a l'equilibri: $V_{dissolució} = V_{precipitació}$

Si $K_{ps} = Q_{ps} \rightarrow$ el sistema està en **equilibri**
Si $K_{ps} > Q_{ps} \rightarrow$ **no** es formarà precipitat
Si $K_{ps} < Q_{ps} \rightarrow$ **si** es formarà precipitat (productes)

Precipitació fraccionada: consisteix a afegir un ió que forma sals insolubles amb dos o més ions que hi ha en la Dº. **Precipita primer el compost amb la K_{ps} més petita** (més insoluble), i el podem separar. [els valors de K_{ps} han de ser prou diferents]

Exemple:

Un dels rius principals que subministren aigua a la ciutat de Barcelona és el riu Llobregat. En una analítica rutinària de l'aigua d'aquest riu obtenim les dades següents:

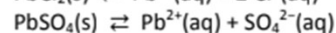
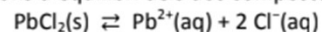
<i>Paràmetres</i>	<i>Valors</i>
pH	7,45
ions clorur, Cl^- (mg L^{-1})	298
ions sulfat, SO_4^{2-} (mg L^{-1})	207

Calculem les concentracions de clorur i de sulfat a l'aigua del riu Llobregat, en M:

$$[\text{Cl}^-] = (298 \text{ mg Cl}^- / \text{L}) (1 \text{ g Cl}^- / 1000 \text{ mg Cl}^-) (1 \text{ mol Cl}^- / 35,5 \text{ g}) = 8,394 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = (207 \text{ mg SO}_4^{2-} / \text{L}) (1 \text{ g SO}_4^{2-} / 1000 \text{ mg SO}_4^{2-}) (1 \text{ mol SO}_4^{2-} / 96 \text{ g SO}_4^{2-}) = 2,156 \times 10^{-3} \text{ M}$$

Reaccions d'equilibri dels dos compostos insolubles:



Plantegem la constant de producte de solubilitat:

$$K_{ps}(\text{PbCl}_2) = [\text{Pb}^{2+}] [\text{Cl}^-]^2$$

$$K_{ps}(\text{PbSO}_4) = [\text{Pb}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}]$$

Calculem la concentració de Pb^{2+} necessària perquè comenci a precipitar cada sal:

$$\text{PbCl}_2 \Rightarrow [\text{Pb}^{2+}] = K_{ps}(\text{PbCl}_2) / [\text{Cl}^-]^2 \Rightarrow [\text{Pb}^{2+}] = 1,6 \times 10^{-5} / (8,394 \times 10^{-3})^2 = 0,227 \text{ M}$$

$$\text{PbSO}_4 \Rightarrow [\text{Pb}^{2+}] = K_{ps}(\text{PbSO}_4) / [\text{SO}_4^{2-}] \Rightarrow [\text{Pb}^{2+}] = 1,6 \times 10^{-8} / 2,156 \times 10^{-3} = 7,42 \times 10^{-6} \text{ M}$$

El precipitat blanquinós és el PbSO_4 ja que necessitem menys concentració de Pb^{2+} perquè comenci a precipitar aquesta substància.

Modificació de la solubilitat

1 Disminució de la solubilitat (Efecte de l'ió comú)

Si afegim una D^o que contingui un ió dels que formen la sal, disminueix la solubilitat de la sal.

2 Augment de la solubilitat. Dissolució de precipitats.

1 Augment de la quantitat de dissolvent

La reacció es desplaça per compensar la reacció. (**Le Chatelier**)

Exemple: al afegir aigua a la concentració d'ions, la solubilitat disminueix.

2 Efecte de la temperatura

En reaccions endo ($\Delta H > 0$): **si** $\uparrow T \rightarrow \uparrow K_{ps} \rightarrow \uparrow \text{solubilitat}$

En reaccions exo ($\Delta H < 0$): **si** $\uparrow T \rightarrow \downarrow K_{ps} \rightarrow \downarrow \text{solubilitat}$

3 Efecte salí

Si a una D^o saturada d'una sal insoluble afegim una D^o amb ions que puguin formar precipitat amb un dels ions de la sal, augmenta la solubilitat del compost insoluble. (invers efecte ió comú).

Si la solubilitat dels productes augmenta, la reacció es desplaça cap a reactius, i si disminueix la solubilitat, la reacció es desplaça cap a productes.

4. Reacció d'algun ió

1. Amb un àcid

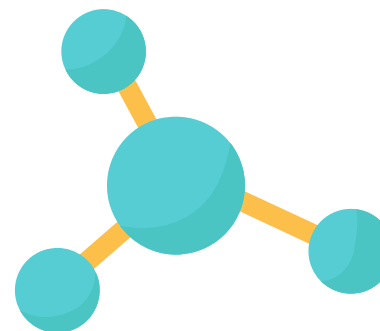
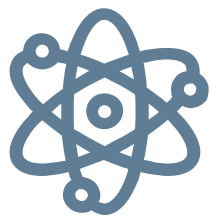
Quan augmenta $[H^+]$, augmenta la solubilitat.

1. En una reacció redox

En afegir un àcid oxidant, la concentració d'ions amb n^o oxidació negatiu disminueix i l'equilibri de solubilitat es desplaça cap a la dreta.

1. Formació d'un ió complex

Si una sal insoluble conté un catió que pot formar un ió complex, la sal es dissoldrà per desplaçament de l'equilibri cap a la dreta.



Els equilibris químics iònics

—
Àcid - base



Teories àcid-base

Quan reaccionen un àcid i una base perden les seves propietats → es **neutralitzen**

Teoria d'Arrhenius:

àcid: electròlit capaç de donar H^+

base: electròlit capaç de donar OH^-

Teoria de Brønsted i Lowry:

àcid: substància capaç de donar H^+

base: substància capaç de rebre H^+

Teoria de Lewis:

àcid: substància que accepta un parell d'electrons (cal que tingui un orbital buit)

base: substància que donar un parell d'electrons

Àcid i base conjugats:

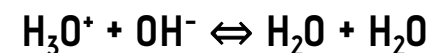
Quan tenim un àcid fort, la base conjugada serà feble i no podrà tornar enrere. En la base i l'àcid conjugat igual.

És a dir, l'àcid s'ha convertit en una base que anomenem conjugada, perquè forma amb ell un parell àcid-base reversible. El mateix podem dir de la base, també tindrà un àcid conjugat corresponent.



*** Cas de l'aigua:**

L'aigua pot actuar tant com un àcid com una base segons la reacció següent:



Les substàncies que poden actuar com una àcid i una base a la vegada es diuen substàncies **anfòteres**.

(solen ser substàncies anfòteres l'aigua i els àcid polipròtics)

Àcids i bases fortes: són aquells que es dissocien completament.

Àcids i bases febles: són aquells que no es dissocien completament (la dissociació és una equació en equilibri)

pH, àcids i bases

K_a : constant d'acidesa (àcid feble)

Quan més gran és K_a (més petit pK_a), més fort és un àcid.

K_b : constant de basicitat (base feble)

Quan més gran és K_b (més petit pK_b), més forta és una base.

K_w : producte iònic de l'aigua.

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$pK_a = -\log K_a$$

$$K_a = 10^{-pK_a}$$

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

$$pK_b = -\log K_b$$

$$K_b = 10^{-pK_b}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

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

$$pK_a + pK_b = pK_w = 14$$

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

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] \rightarrow \text{neutre}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-] \rightarrow \text{àcid}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-] \rightarrow \text{base}$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

Formes de mesurar el pH:

- paper indicador
- pH-metre
- indicadors

Els indicadors són substàncies que tenen un color diferent segons estigui en medi àcid, bàsic o neutre (fenolftaleïna, roig de metil, indicador universal). Els canvis de color estan relacionats amb canvis en la seva estructura molecular.

Interval de viratge: 2 punts

RELACIÓ ENTRE $[H_3O^+]$, $[OH^-]$ I EL pH EN DISSOLUCIONS AQUOSES

$[H_3O^+]$	10^0	10^{-2}	10^{-4}	10^{-6}	10^{-7}	10^{-8}	10^{-10}	10^{-12}	10^{-14}
$[OH^-]$	10^{-14}	10^{-12}	10^{-10}	10^{-8}	10^{-7}	10^{-6}	10^{-4}	10^{-2}	10^0
pH	0	2	4	6	7	8	10	12	14
Dissolució	Àcida				Neutra	Bàsica			

	FORTS (Totalment dissociats)	FEBLES (Parcialment dissociats)
ÀCIDS	HClO ₄ HI HBr HCl *H ₂ SO ₄ HNO ₃ HClO ₃	HF HNO ₂ CH ₃ COOH HClO HCN
BASES hidròxids del grup 1 i 2	CsOH RbOH KOH NaOH LiOH Ba(OH) ₂ Sr(OH) ₂ Ca(OH) ₂	NH ₃ Al(OH) ₃ També són bases dèbils algunes amines, NH ₂ ⁻ .

Dissociació en àcids i bases:

a) àcid fort

	$\text{HCl (aq)} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$	
inici	C_a	-
final	-	C_a

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log C_a$$

b) base forta

	$\text{NaOH (aq)} \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$	
inici	C_b	-
final	-	C_b

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log C_b$$

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

c) àcid feble

	$\text{CH}_3\text{COOH (aq)} \xrightleftharpoons{\text{H}_2\text{O}} \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$	
inici	C_a	-
equilibri	$C_a - x$	x

$$K_a = x^2 / (C_a - x) \approx x^2 / C_a ; x^2 = K_a \cdot C_a$$

Aproximació vàlida si $C_a \gg x$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log x \approx -\log \sqrt{K_a \cdot C_a}$$

d) base feble

	$\text{NH}_3(\text{aq}) \xrightleftharpoons{\text{H}_2\text{O}} \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$	
inici	C_b	-
equilibri	$C_b - x$	x

$$K_b = x^2 / (C_b - x) \approx x^2 / C_b ; x^2 = K_b \cdot C_b$$

Aproximació vàlida si $C_b \gg x$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log x \approx -\log \sqrt{K_b \cdot C_b}$$

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

**Grau de
dissociació:**

a) **àcid fort:** $\alpha = 1$ (% dissociació = 100 %)

b) **base forta:** $\alpha = 1$ (100 %)

c) **àcid feble:** $\alpha = x / C_a$

% dissociació = $(x / C_a) \cdot 100$

d) **base feble:** $\alpha = x / C_b$

% dissociació = $(x/C_b) \cdot 100$

Sals àcides i sals bàsiques

Quan una sal es neutralitza, la sal pot ser àcida, bàsica o neutra.

Si els àcids o les bases són forts, la seva espècies conjugades no tindran prou força per reaccionar amb l'aigua mentre que si venen d'un àcid o base dèbil, la seva espècie conjugada tindrà prou força per reaccionar amb l'aigua modificant el pH.

4 casos:

- Sal d'àcid i base forts \rightarrow pH neutre
- Sal d'àcid fort i base feble \rightarrow pH àcid
- Sal d'àcid feble i base forta \rightarrow pH bàsic
- Sal d'àcid i base febles \rightarrow pH depen de les constants d'equilibri*

* $K_a = K_b \rightarrow$ pH neutre

$K_a > K_b \rightarrow$ pH àcid

$K_a < K_b \rightarrow$ pH bàsic

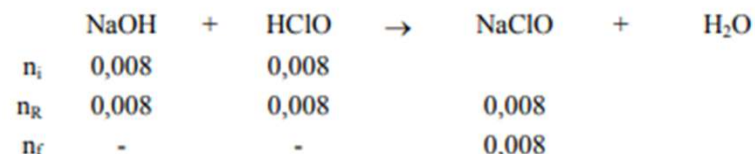
Valoració àcid-base

Es valoren 20 ml d'una dissolució d'àcid hipoclorós 0,4 M amb una dissolució 0,2 M d'hidròxid de sodi:

a) calcular el pH en el punt d'equivalència.

Dades: $K_a(\text{àcid hipoclorós}) = 3,5 \cdot 10^{-8}$ M.

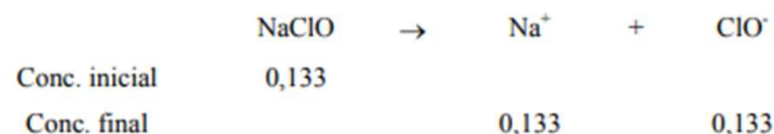
a) Mesclam una base forta (hidròxid de sodi) amb un àcid feble (àcid hipoclorós), per tant es produirà una reacció àcid-base entre aquestes dues substàncies.



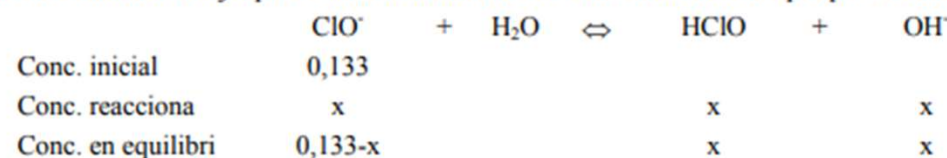
En el punt d'equivalència els dos reactius han reaccionat per complet. El pH d'aquest punt vendrà donat pel caràcter àcid-base de la sal.

La concentració de NaClO és: $[\text{NaClO}] = \frac{n_{\text{NaClO}}}{l_{\text{dio}}} = \frac{0,008}{0,06} = 0,133 \text{ M}$

El NaClO es troba dissociat en els seus ions:



L' Na⁺ no dona hidròlisi ja que és un àcid molt feble. L' ClO⁻ dona hidròlisi perquè és una base feble:



$$K_a = 3,5 \cdot 10^{-8}$$

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

$$3,5 \cdot 10^{-8} \cdot K_b = 10^{-14}$$

$$K_b = 2,86 \cdot 10^{-7}$$

$$2,86 \cdot 10^{-7} = \frac{x^2}{0,133 - x}$$

menyspream x davant de 0,133

$$x = 1,957 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = 3,71$$

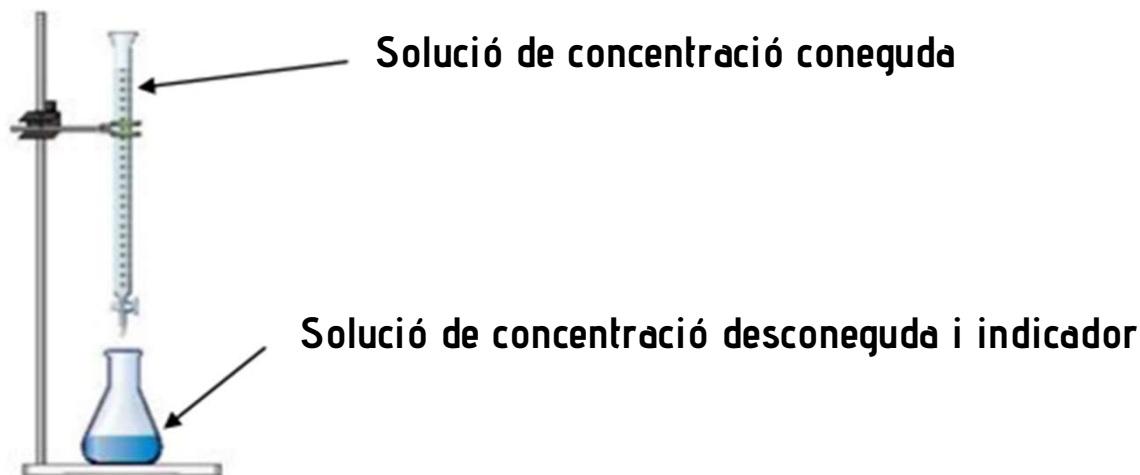
$$\text{pH} = 14 - 3,71 = \boxed{10,29}$$

Material: (a part de les solucions)

- Bureta, amb un peu i pinça per subjectar-la.
- Pipeta aforada de 25 mL, amb pera d'aspiració.
- Erlenmeyer (o vas de precipitats).
- Indicador àcid-base.

Procediment:

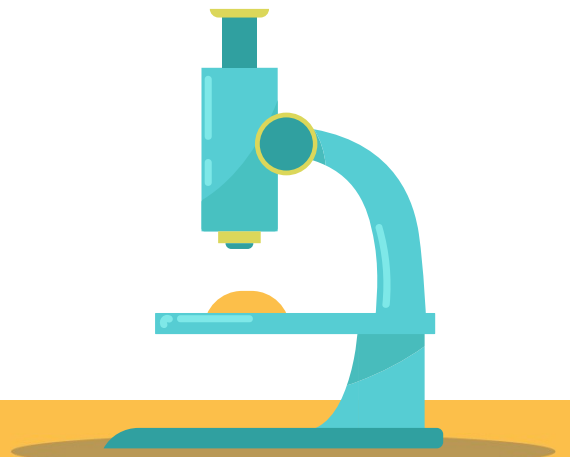
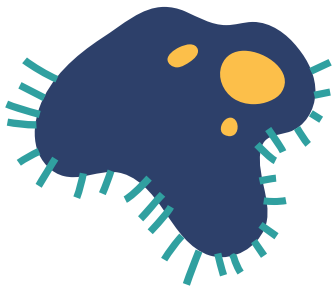
- S'omple la bureta amb la **solució de concentració coneguda**, evitant que es formin bombolles d'aire dins de la bureta.
- S'enrasa el volum de la bureta (a zero o a un altre volum). (opcional: amb un comptagotes)
- Amb la pipeta aforada (i la pera) agafem 25,0 mL de la **solució desconeguda** i els transvasem a l'erlenmeyer (o vas de precipitats). Es pot afegir una mica d'aigua destil·lada per rentar les parets de l'erlenmeyer. Afegim 2-3 gotes de l'indicador àcid-base a l'erlenmeyer.
- Obrim la clau de la bureta i anem afegint la **solució de concentració coneguda**, tot agitant contínuament l'erlenmeyer, fins a observar un canvi de color de la solució.
- Tanquem la clau de la bureta i anotem el volum consumit de **solució de concentració coneguda** gastat.





L'espontaneïtat i la velocitat en les reaccions químiques

—
Cinètica química



Conceptes previs

Velocitat de reacció: concentració / temps (mol/L·s)

Factors que afecten a la velocitat:

- Estat físic dels reactius: les reaccions homogènies (tots els reactius estan en la mateixa fase = mateix estat) són més ràpides. Les reaccions heterogènies (els reactius estan en diferents fase = diferent estat) són més lentes. Això és degut a la superfície de contacte.
- Concentració de reactius: segons l'equació de la velocitat, deduïm que amb un augment de les concentracions, augmenta la velocitat.
- Temperatura: A major temperatura, les molècules de reactius tenen més energia cinètica i col·lisionen amb més freqüència. (teories de col·lisions o equació d'Arrhenius)
- Catalitzadors: Acceleren la velocitat d'una reacció alterant el seu mecanisme. (redueixen l'energia d'activació)

Conceptes previs

Velocitat de reacció: concentració / temps (mol/L·s)

FACTORS QUE INFLUEIXEN EN LA VELOCITAT:

- **Temperatura:** a més temperatura, més velocitat (equació Arrhenius).
- **Concentració:** a més concentració, més velocitat (segons T. col., a més concentració, més probabilitat de xocs eficaços).
- **Estat físic:** $V_g > V_{l \text{ o } aq} > V_s$ (segons T. col., a més probabilitat i superfície de contacte, més xocs eficaços).
- **Naturalesa:** a més enllaços i més forts, més lenta serà la reacció (segons la TET, a més enllaços i més forts, E_{act} més alta)
- **E_{act} :** segons la TET, a més E_{act} , més lenta serà la reacció.
- **Catalitzador:** segons la TET, al posar catalitzador, E_{act} disminueix.

Equació cinètica o de velocitat i mecanismes de reacció

Per la reacció $aA + bB + cC \rightarrow \text{productes}$, la equació és:

$$V = k \cdot [A]^{\alpha} \cdot [B]^{\beta} \cdot [C]^{\gamma}$$

on V és la velocitat ($\text{mol/L}\cdot\text{s}$)
 k és la constant cinètica (les unitats depenen dels ordres parcials)
 α , β i γ són els ordres parcials de les reaccions

Cal recordar:

- ordre total = Σ ordres parcials
- Els ordres parcials es troben de manera experimental.
- k depen de la temperatura, no de les concentracions.

→ Quan es produeix en una etapa es diu **elemental**.

molecularitat: nº d'àtoms, molècules o ions que intervenen en una reacció elemental. (coincideix amb l'ordre total)

exemple: $O_{3(g)} + NO_{(g)} \rightarrow NO_{2(g)} + O_{2(g)}$ $v = k[O_3][NO] \rightarrow \text{molecularitat} = 2$

→ Quan es produeix en varies etapes es diu **mecanisme de reacció**.

etapa limitant: reacció més lenta i la que determina la velocitat de la reacció global.

intermedi de reacció: és una substància que es forma en una de les etapes d'un mecanisme de reacció, però que reacciona en una altra etapa, ja que és una espècie força reactiva. No apareix en la reacció global, ni com a reactiu ni com a producte.

Teories de les reaccions químiques

Teoria de col·lisions: les reaccions es produeixen a partir de xocs eficaços entre partícules

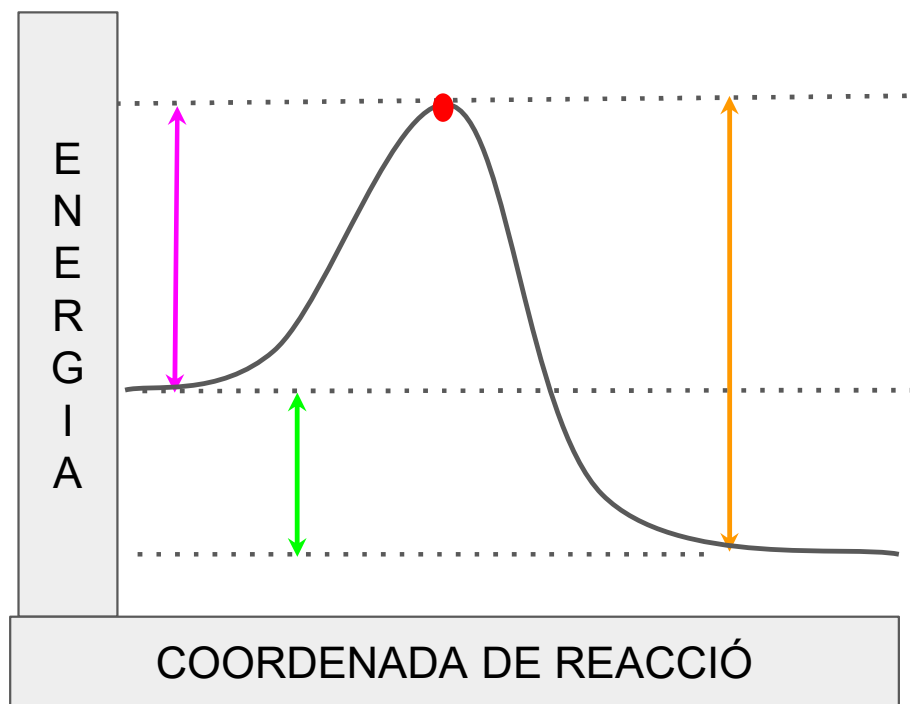
Xoc eficaç:

- Correcta orientació
- Amb prou energia ($E_{\text{xoc}} > E_{\text{act}}$)
 - E_{act} : energia mínima que han de presentar els reactius per poder reaccionar.

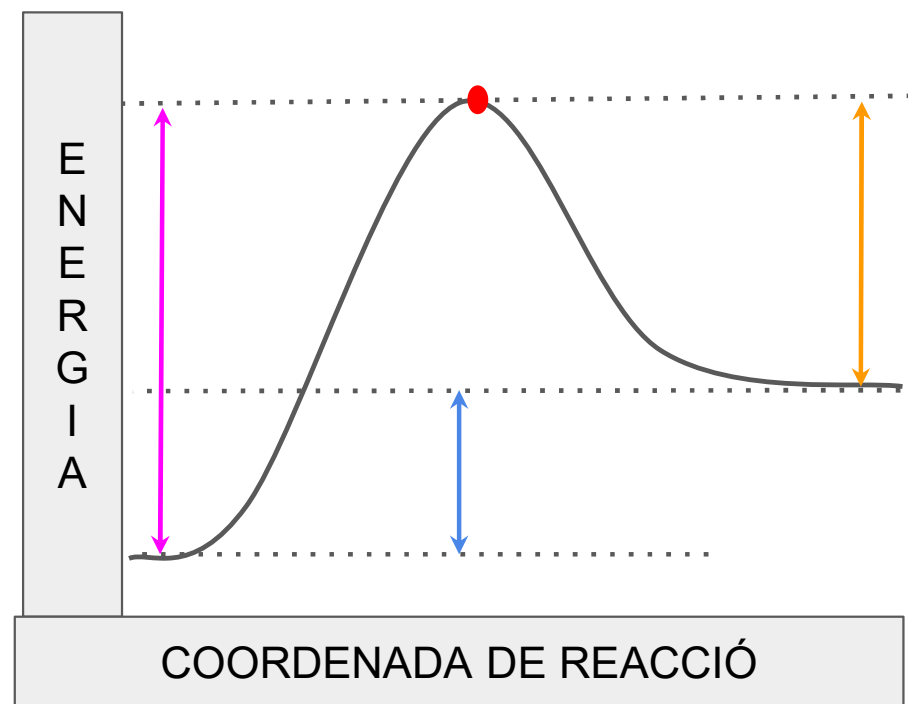
Teoria de l'estat de transició (TET): quan xoquen les molècules, formen el complex activat/estat de transició

Complex activa/estat de transició: és el punt del diagrama energia vs coordenada de reacció que, en una etapa del mecanisme de la reacció, té més energia que els reactius i que els productes.

E_{act} : energia necessària perquè els reactius arribin a l'estat de transició (complex activat).

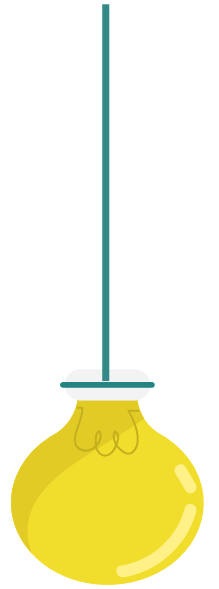


R. exotèrmica



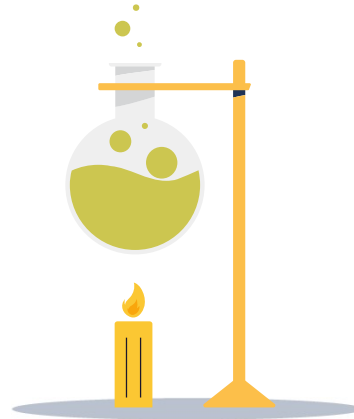
R. endotèrmica





Les piles i cel·les electrolítiques

Reaccions redox



Conceptes previs

Oxidació: perd electrons (agent reductor)

Reducció: guanya electrons (agent oxidant)

Nombres d'oxidació (N.O.) que s'han de saber:

- 1) Els elements que estall lliure, tenen el N.O. = 0
- 2) Quan l'H es troba combinat, té N.O. = +1 excepte en els hidrurs que té el N.O. = -1
- 3) Quan l'O es troba combinat, té N.O. = -2 excepte en els peròxids que té el N.O. = -1 i quan està combinat amb el F que té N.O. = +2
- 4) Els metalls del grup 1 i 2 tenen el N.O. = 1 i = 2 respectivament
- 5) Els halògens del grup 17 tenen el N.O. = -1
- 6) Els ions monoatòmics, el seu N.O. coincideix amb la càrrega de l'ió
- 7) La càrrega total d'una molècula ha de ser sempre = 0
- 8) Quan tenim una molècula dissociada, la seva càrrega total ha de coincidir amb la càrrega de l'ió

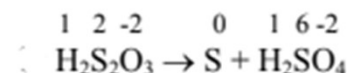
Resum:

<u>Procés</u>	oxidació	reducció
<u>Agent</u>	reductor	oxidant
<u>Electrons</u>	perd	guanya
<u>N.O.</u>	augmenta	disminueix

Iqualació mitjançant el mètode ió-electró

MEDI ÀCID:

- 1) Trobar tots els N.O.
- 2) Escriure les semirreaccions d'oxidació i reducció
- 3) Ajustem els àtoms excepte els H i O
- 4) Ajustem els àtoms de H i O (els O amb molècules de H₂O i els H amb H⁺)
- 5) Ajustem la càrrega amb e⁻
- 6) Igualem els e⁻ multiplicant les semirreaccions
- 7) Ajustem l'equació estequiomètricament (si és necessari)



Semireacció de reducció: $(\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 6 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{S} + 3 \text{H}_2\text{O}) \cdot 2$

Semireacció d'oxidació: $\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 5 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{SO}_4^{2-} + 10 \text{H}^+ + 8 \text{e}^-$

Reacció iònica ajustada: $3 \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 12 \text{H}^+ + 5 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 4 \text{S} + 6 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{SO}_4^{2-} + 10 \text{H}^+$

Reacció molecular ajustada: $3 \text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3 \rightarrow 4 \text{S} + 2 \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

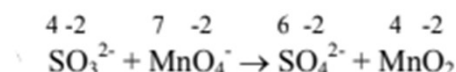
Iqualació mitjançant el mètode ió-electró

* Trucolll

Afegirem les molècules de H_2O on hi hagi excés de O

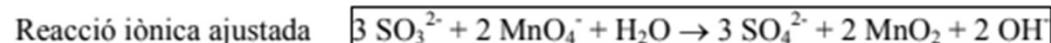
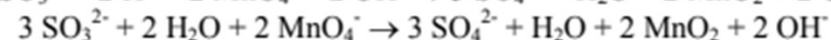
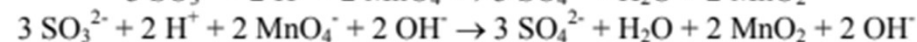
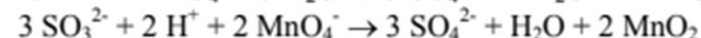
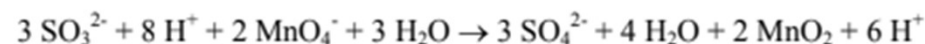
MEDI BÀSIC:

- 1) Trobar tots els N.O.
- 2) Escriure les semirreaccions d'oxidació i reducció
- 3) Ajustem els àtoms excepte els H i O
- 4) Ajustem els àtoms de H i O (molècules de H_2O i ions OH^-)*
- 5) Ajustem la càrrega amb e^-
- 6) Iqualem els e^- multiplicant les semirreaccions
- 7) Ajustem l'equació estequiomètricament (si és necessari)



Semireacció d'oxidació: $3 \cdot (\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + 2 \text{H}^+ + 2e^-)$

Semireacció de reducció: $2 \cdot (3e^- + \text{MnO}_4^- + 4 \text{H}^+ \rightarrow \text{MnO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O})$



Piles o cel·les electrolítiques

* FEM: força electromotriu

Parts de la pila:

- Ànode: es produeix l'oxidació, té polaritat negativa.
- Càtode: es produeix la reducció, té polaritat positiva.

[TRUCO per recordar-ho: oxidació-ànode (comença per vocal, reducció-càtode (comença per consonant))]

Esponantaneïtat d'una pila:

$$\Delta G^{\circ} < 0 \quad \rightarrow \quad \Delta G^{\circ} = - n \cdot F \cdot \Delta E$$

on
n és el nombre d'electrons intercanviat
F és la constant de Faraday (96500 C/mol e⁻)
ΔE és la FEM* de la pila

Notació de la pila:

D'esquerra a dreta:
escriuim primer l'ànode (oxidació) i a la dreta el
càtode (reducció) separat per una doble barra.



Com calcular la FEM:

$$\Delta E_{\text{pila}} = E_{\text{càtode}} - E_{\text{ànode}}$$

Electròlisi

Parts d'una cuba o cel·la electrolítica:

- Ànode: es produeix l'oxidació, té polaritat positiva
- Càtode: es produeix la reducció, té polaritat negativa

[la polaritat està invertida respecte la pila]

Per resoldre problemes hem d'utilitzar la fórmula:

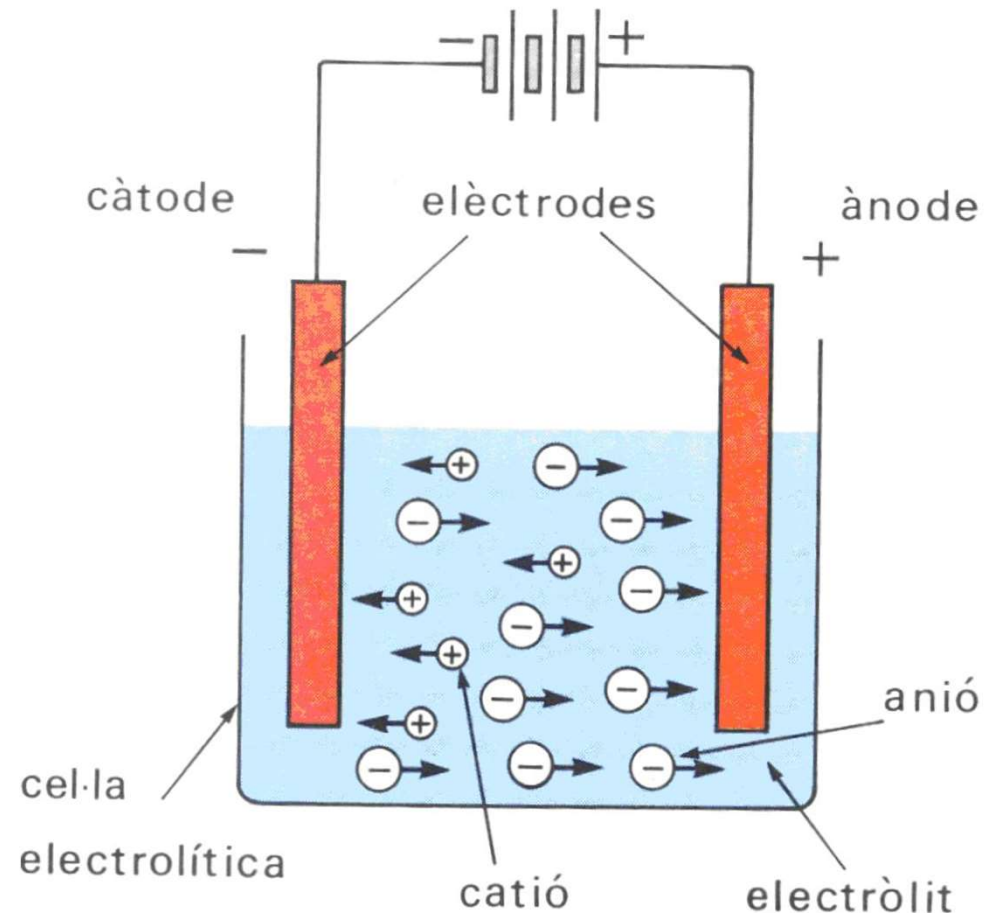
$$Q = I \cdot t$$

on

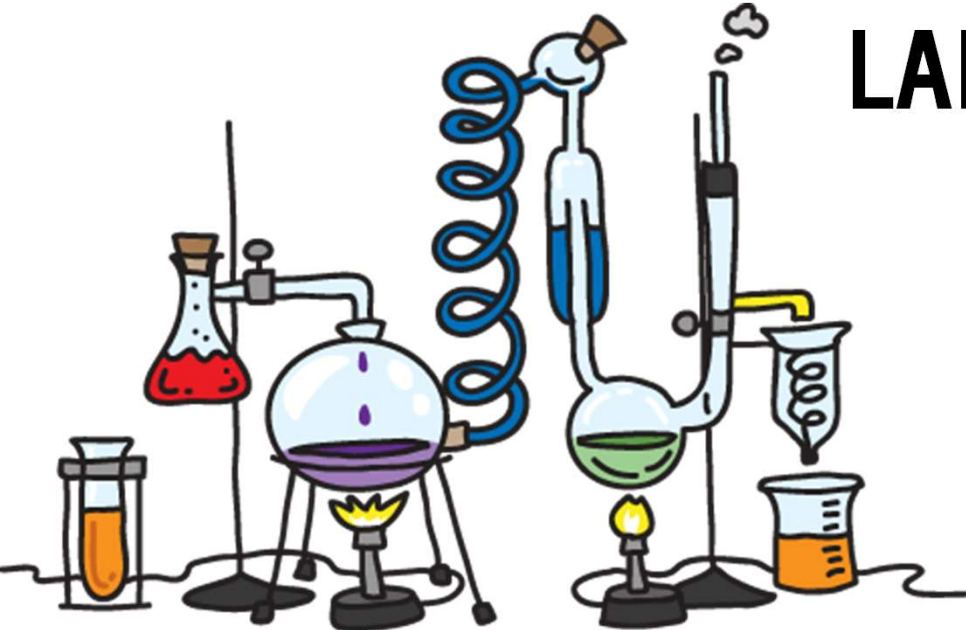
Q és la quantitat elèctrica en Coulombs (C)

I és la intensitat en Ampers (A)

t és el temps en segons (s)



PRÀCTIQUES DE LABORATORI



Dissolució

Material:

- Balança
- Vas de precipitats
- Vidre de rellotge
- Vareta de vidre
- Matràs aforat i tap
- Comptagotes
- Espàtula
- Solut
- Aigua destil·lada

Procediment:

1. Pesar solut (balança, vidre de rellotge o directament al vas de precipitats)
2. Dissoldre en aigua (vas de precipitats)
3. Abocar la mescla al matràs aforat
4. Rentar el vas de precipitats amb aigua
5. Enrasar el matràs aforat amb aigua (comptagotes)
6. Tapar i agitar

Dilució

Material:

- Matràs aforat i tap
- Comptagotes
- Pipeta aforada
- Pera d'aspiració
- Solució a diluir
- Aigua destil·lada

Procediment:

1. Pipetejar la solució (mai directament del pot de vidre, sempre posar una quantitat en un vas de precipitats) (pipeta aforada, pera d'aspiració)
2. Dipositar-ho en el matràs aforat
3. Enrasar el matràs aforat amb aigua (comptagotes)
4. Tapar i agitar

Calor de reacció

Material:

- Calorímetre
- Balança
- Termòmetre
- Pipeta (volums petits) / Proveta (volums grans)
- Reactius

Procediment:

1. Dipositar reactiu₁ (líquid) al calorímetre
2. Mesurar la temperatura inicial (termòmetre)
3. Afegir reactiu₂ (sòlid, prèviament pesat a la balança)
4. Agitar per dissoldre el reactiu₂
5. Tapar i esperar
6. Mesurar temperatura final (termòmetre)

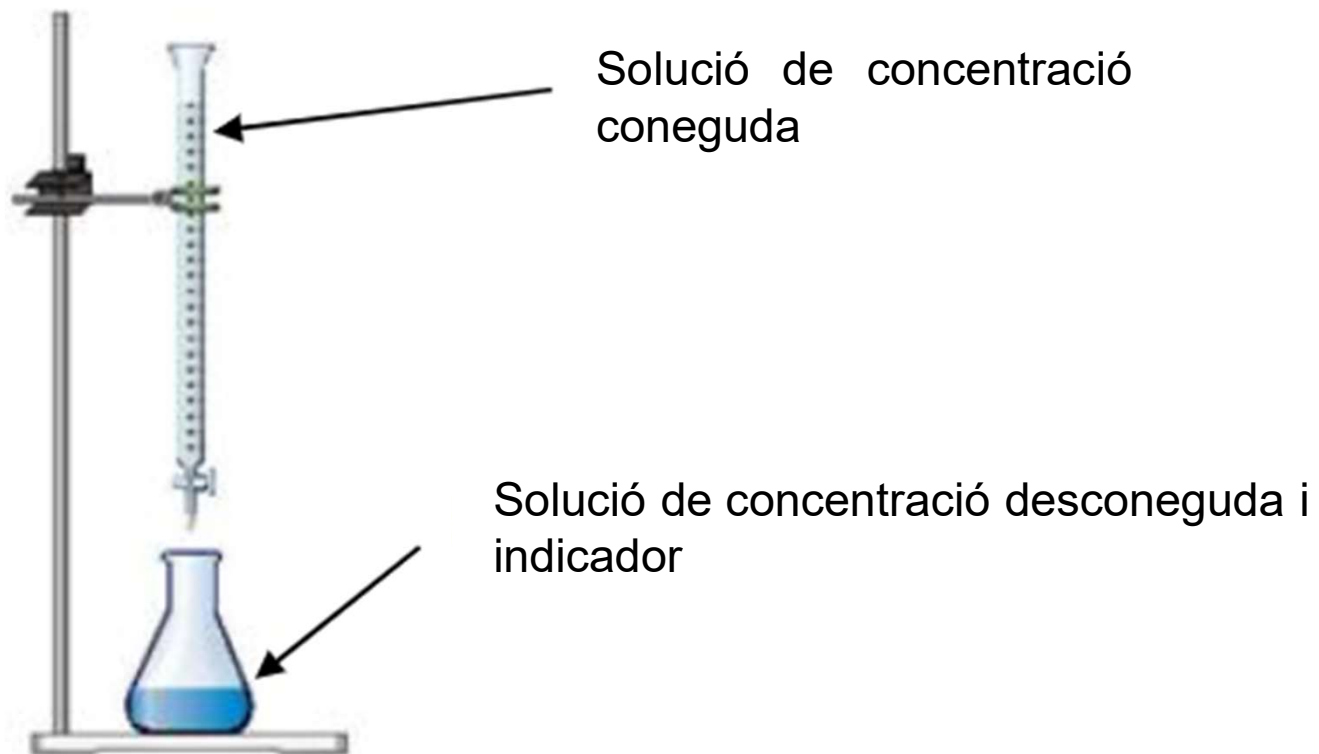
Valoració

Material:

- Bureta
- Erlenmeyer
- Comptagotes
- Pipeta aforada
- Pera d'aspiració
- Àcid
- Base
- Indicador
- Aigua destil·lada

Procediment:

1. Posar la solució de concentració coneguda a la bureta i s'enrasa
2. Pipetejar la solució de concentració desconeguda a l'erlenmeyer (pipeta aforada, pera d'aspiració)
3. Afegir unes gotes d'indicador a l'erlenmeyer (comptagotes)
4. Obrir la clau de la bureta i deixar caure la solució agitant contínuament l'erlenmeyer fins observar un canvi de color
5. Tancar la clau de la bureta i anotar el volum consumit de concentració coneguda



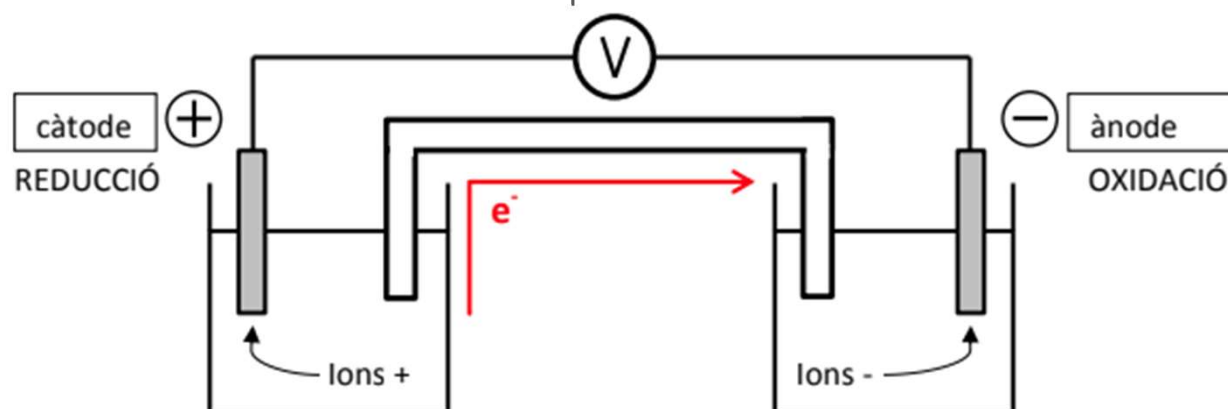
Pila

Material:

- 2 vasos de precipitats
- 2 elèctrodes
- Voltímetre
- Dissolució anòdica
- Dissolució catòdica
- Fil conductor
- Pont salí + tub en U

Procediment:

1. Posar les solucions en els vasos de precipitats
2. Submergir parcialment cada elèctrode corresponent a cada dissolució
3. Connectar els elèctrodes (fil conductor, voltímetre)
4. Posar la solució del pont salí en un tub en U i tancar el



Electròlisi

Material:

- Vas de precipitats/cuba electrolítica
- Pines de cocodril
- 2 elèctrodes
- Pila (font d'alimentació)
- Cable
- Reactius

